

Rosel Quispe Herrera
Yony Flora Fernández Herrera
Larry Oscar Chañi Paucar

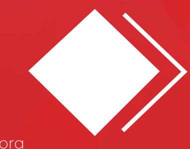
QUÍMICA
conceptos básicos

editora
científica digital

Rosel Quispe Herrera
Yony Flora Fernández Herrera
Larry Oscar Chañi Paucar

QUÍMICA
conceptos básicos

1ª EDIÇÃO



editora
científica digital

2021 - GUARUJÁ - SP



EDITORA CIENTÍFICA DIGITAL LTDA
Guarujá - São Paulo - Brasil
www.editoracientifica.org - contato@editoracientifica.org

Diagramação e arte
Equipe editorial
Imagens da capa
Adobe Stock - licensed by Editora Científica Digital - 2021
Revisão
Os autores

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)
(eDOC BRASIL, Belo Horizonte/MG)

Q8q Quispe Herrera, Rosel.
Química [libro electronico] : conceptos básicos / Rosel Quispe Herrera, Yony Flora Fernández Herrera, Larry Oscar Chañi Paucar. – Guarujá, Brasil: Científica Digital, 2021.

Formato: PDF
Requisitos de sistema: Adobe Acrobat Reader
Modo de acesso: World Wide Web
Inclui bibliografia
ISBN 978-65-87196-79-4
DOI 10.37885/978-65-87196-79-4

1. Química – Estudo e ensino. I. Fernández Herrera, Yony Flora. II. Chañi Paucar, Larry Oscar. III. Título.

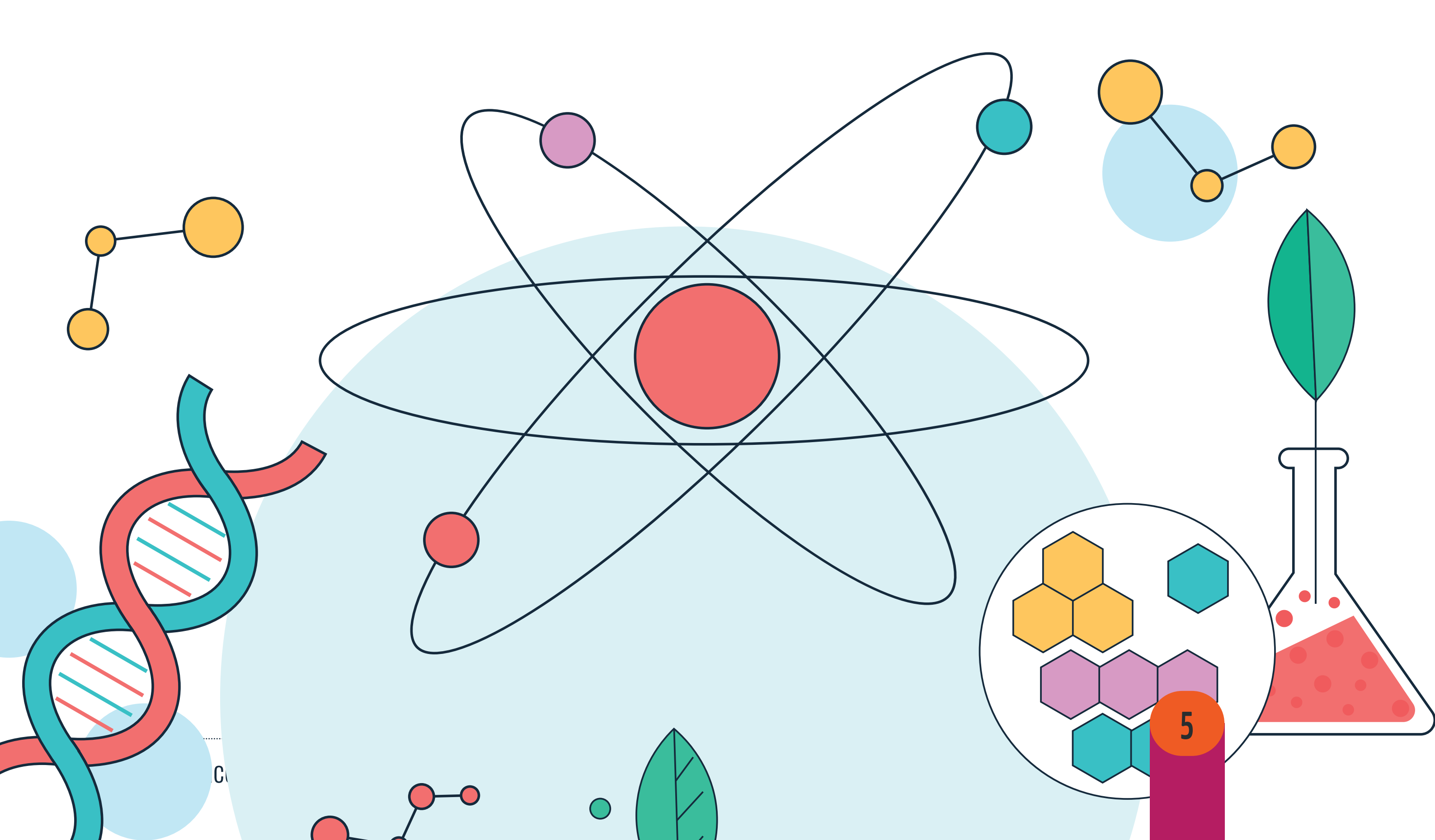
CDD 540.7

Elaborado por Maurício Amormino Júnior – CRB6/2422



2021

SUMÁRIO



PROLOGO

La experiencia nos demuestra que la manera más efectiva de ayudar a una persona en su formación cognitiva, es a través de la ejecución de una serie de acciones bajo la guía y orientación de un especialista, la cual estimulará y contribuirá al desarrollo de su capacidad de aprendizaje.

Con este objetivo se ha estructurado este libro LA QUÍMICA: CONCEPTOS BÁSICOS. La que pretende hacer simple el entendimiento de los diferentes temas como: la química, teoría atómica, clasificación de los elementos químicos, enlace químico, funciones químicas, reacciones químicas, unidades químicas, Composición centesimal, Fórmula empírica, Fórmula molecular, Estequiometria, Soluciones, Densidad, Presión, Temperatura, Estado gaseoso, Ter-

moquímica, Electroquímica, Cinética química. Temas que contienen diferentes aspectos que contribuyen a su entendimiento con mayor facilidad.

Los autores



1. LA QUÍMICA



Es la rama de las Ciencias Naturales que estudia la materia teniendo en cuenta su composición, propiedades y transformaciones de su estructura interna; así como las hipótesis, leyes y teorías que gobiernan estas transformaciones.

1.2. DIVISIÓN DE LA QUÍMICA

1. Química Inorgánica: Estudia a todos los elementos y sus compuestos que no presentan cadena carbonada en su estructura.

2. Química Orgánica: Se ocupa de los compuestos del carbono que presentan cadenas carbonadas.

3. Química Analítica: Estudia los métodos de análisis de la materia, se divide en:

Química Analítica Cualitativa. Con los métodos de análisis identifica la presencia de los componentes de una porción material.

Química Analítica Cuantitativa. Con los métodos de análisis cuantifica los componentes presentes en el cuerpo material.

4. Fisicoquímica: Estudia la estructura y propiedades de la materia teniendo en cuenta la interacción de la materia con la energía.

5. Bioquímica: Estudia la composición química de la materia viva y las reacciones químicas que ocurren dentro de ellos.

6. Radioquímica: Se ocupa de las transformaciones de los elementos y sustancias radioactivas.

7. Química Aplicada: Se ocupa de la aplicación de las sustancias y sus transformaciones a la tecnología en sus diferentes áreas, como: Industria química, agricultura, medicina, farmacia, veterinaria, metalurgia, minería, etc.

1.3. IMPORTANCIA DE LA QUÍMICA

La química es importante por su amplia aplicación en otras ciencias, en la industria y en la vida diaria. Por ejemplo:

La contribución de la química en la agricultura: abono, insecticidas; en el campo de la energía: energía nuclear, petróleo y derivados, nuevos combustibles como el biogás; en la medicina: síntesis de fármacos para combatir las enfermedades, etc.

1.4. RELACIÓN CON OTRAS CIENCIAS

La química tiene relación con otras ciencias como, Biología, Física, Geología, etc., a los cuales les permite desarrollar con una expli-

cación química de los fenómenos que ocurren en esta ciencia. La química se sirve del lenguaje de las matemáticas para expresar sus leyes y teorías.



EJERCICIOS

1. Empleando tu propio lenguaje da un concepto de la química.
2. Indica la rama de la química que estudia los temas a continuación:
   a. La tabla periódica
   b. El azúcar
   c. Las reacciones en el cuerpo humano
   d. El análisis de un mineral
   e. Los rayos alfa
   f. El petróleo
   g. La producción del jabón
3. Mencione tres casos de cómo la química contribuye en tu vida diaria.
4. El carbonato de sodio será objeto de estudio de la química orgánica. Fundamente su respuesta.
5. Menciona dos aportes de la química en la construcción:

2. MATERIA



Se define como todo aquello que existe en el universo, tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. Todo el universo físico que nos rodea está constituido de materia y energía.

La materia es toda realidad objetiva..

1.5. PROPIEDADES GENERALES

Se presenta en todo tipo de materia y son las siguientes.

a. Eternidad. La materia no se crea ni se destruye solo se transforma.

b. Peso. Toda porción material es atraída por la fuerza de la gravedad de la tierra. El peso varia en los diferentes puntos de la superficie terrestre.

c. Inercia. Es la resistencia que ofrecen los cuerpos materiales al cambio de su estado de reposo o movimiento en el que se encuentran.

d. Masa. Viene a ser la cantidad de materia contenida en un cuerpo. La masa es invariable.

e. Impenetrabilidad. El espacio ocupado por un cuerpo no puede ser ocupado al mismo tiempo por otro.

f. Divisibilidad. La materia puede ser dividida en partículas cada vez más pequeñas, empleando los medios adecuados.

g. Extensión. Toda porción material ocupa un lugar en el espacio.

1.6. PROPIEDADES ESPECÍFICAS

Son aquellas que se presentan solo en algunas materias y son:

a. Dureza. Se refiere a la resistencia que poseen los cuerpos para ser rayados.

b. Tenacidad. Se refiere a la resistencia que ofrecen los cuerpos a la ruptura por acción de una fuerza externa.

c. Maleabilidad. Propiedad de ciertos cuerpos (metales) para ser reducidos a láminas delgadas.

d. Ductilidad. Propiedad de ciertos cuerpos (metales) para ser convertidos en hilos.

e. Compresibilidad. Propiedad de ciertos cuerpos (gases) de reducir sus dimensiones por efecto de la presión.

f. Elasticidad. Propiedad por la cual los cuerpos recobran su forma y volumen inicial cuando cesa la causa que lo deformo.

g. Viscosidad. Propiedad de ciertos cuerpos (líquidos) de poseer resistencia al movimiento de sus componentes.

EJERCICIOS



1. ¿Por qué la masa es constante?
2. Establezca dos diferencias entre masa y peso
3. Represente mediante un dibujo la propiedad de la inercia
4. Establezca una diferencia entre: tenacidad, maleabilidad y ductilidad
5. Cree Ud. Que la compresibilidad podría identificarnos una materia
6. Con la viscosidad que tipo de materias se identificaría
7. Defina qué es materia

1.7. PROPIEDADES EXTRÍNSECAS (EXTENSIVAS)

Son aquellas propiedades que dependen de la cantidad de materia. Ejemplo: peso, carga, Etc.

1.8. PROPIEDADES INTRÍNSECAS (INTENSIVAS)

Son aquellas propiedades que son independientes a la cantidad de materia Ejemplo: Color, sabor, temperatura de ebullición, etc.

1.9. CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

Para un estudio químico ordenado, los cuerpos se han clasificado según sus características.

a. Sustancias

Es un conjunto de átomos o moléculas iguales. Se clasifican en elementos y compuestos:

i. Elementos: Sustancias simples formadas por un solo tipo de átomos.

Símbolo. Es la representación literal y abreviada para los átomos de los elementos; constan de uno o dos letras provenientes del nombre de los átomos, la primera letra mayúscula y la segunda letra minúscula. Ejemplo: Hidrógeno (H), Oro del latín aurum (Au),

ii. Compuestos: Sustancias formadas por la combinación de dos o más tipos de átomos; por cambios químicos se descomponen en otras más simples.

Fórmula. Representación literal abreviada para las moléculas mediante símbolos de los átomos que forman las moléculas. El número de átomos se indica por subíndices. Ejemplo: NaCl, H_2O, H_2CO_3, etc.

b. MEZCLAS

Es la reunión de dos o más sustancias de diferente tipo o formas materiales diferentes. Según su aspecto a la vista humana se clasifican en: homogéneas y heterogéneas.

i. Homogéneas: Físicamente toda su masa es uniforme, no podemos distinguir por separado a las sustancias constituyentes. Ejemplo: agua con azúcar, etc.

Las mezclas homogéneas son llamadas **soluciones**.

ii. Heterogéneas: Son aquellas donde se pueden distinguir fácilmente a dos o más sustancias constituyentes. Ejemplo: Concreto, etc.

Las mezclas heterogéneas son llamadas simplemente mezclas.

DIFERENCIAS ENTRE SUSTANCIA Y MEZCLA	
SUSTANCIA	**MEZCLAS**
1. La proporción de sus componentes es constante fija y definida	**1.** La proporción de sus componentes variable, se unen en cualquier proporción
2. Sus propiedades son específicas, lo que permite su identificación	**2.** Cada uno de sus componentes conservan sus propiedades
3. Sus componentes pueden ser separados por métodos químicos	**3.** Sus componentes pueden ser separados por métodos físicos
4. Su formación generalmente produce absorción o desprendimiento de energía	**4.** Su formación generalmente no va acompañada por absorción o desprendimiento de energía
5. Son sistemas homogéneos	**5.** Pueden ser homogéneos o heterogéneos.

1.10. CAMBIO FÍSICO (FENÓMENO FÍSICO)

Es el cambio que no altera la estructura ni las propiedades químicas de la materia. Los procesos físicos son reversibles.

1.11. CAMBIO QUÍMICO (FENÓMENO QUÍMICO)

Es el cambio que altera la estructura de la materia y como consecuencia cambia las propiedades físicas y químicas, transformándose la materia en otro tipo de materia. Los procesos químicos son irreversibles.

EJERCICIOS

1. Ponga tres ejemplos de propiedades extrínsecas e intensivas.
2. Establezca dos diferencias entre propiedades intensivas y extensivas.
3. ¿Qué es una solución y ponga tres ejemplos?
4. Indica en cada caso si es: elemento, compuesto, mezcla o solución.
   a. aire
   b. agua potable
   c. ácido sulfúrico
   d. gaseosa
   e. cobre
5. En qué caso se usa un símbolo y una fórmula.

1.12. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

Los estados de agregación se presentan debido a las fuerzas de atracción y repulsión existente entre los componentes de la materia (moléculas, átomos, iones), pueden ser: sólido, líquido, gaseoso y plasmático.

1. Estado sólido. Sus componentes poseen mínima energía cinética y su movimiento es restringido a movimientos de vibración.

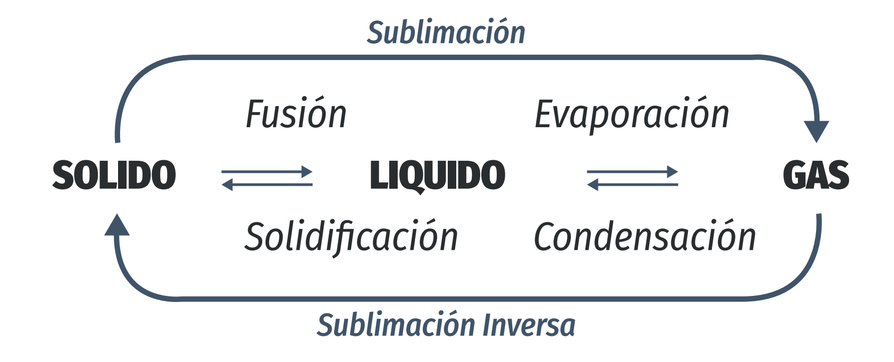
Los espacios entre sus partículas son mínimas, por lo tanto, las fuerzas de atracción son máximas. Se caracterizan por tener volumen y forma propia.

2. Estado líquido. Sus componentes poseen energía cinética mayor que en el estado sólido, su movimiento está restringido al de traslación y vibración, los espacios entre sus componentes son mayores, entonces las fuerzas de cohesión son menores. Se caracteriza por no tener forma propia, pues adopta la forma del recipiente que lo contiene.

3. Estado gaseoso. Sus componentes poseen una alta energía cinética con un movimiento caótico, los espacios entre sus componentes son muy grandes, por tanto las fuerzas de cohesión son nulas. Se caracteriza por no tener forma y ocupar todo el volumen asequible.

4. Estado plasma. Es el estado gaseoso que se encuentra a temperaturas superiores de 5000°C, en su composición además de partículas neutras, se encuentran partículas con carga (ionizadas) y electrones. Ejemplo: Sol, estrellas.

1.13. CAMBIOS DE ESTADO



EJERCICIOS

1. Defina:
   a. fusión
   b. evaporación
   c. condensación
   d. solidificación
2. Establezca una diferencia entre vapor y gas
3. Aparte del sol y las estrellas ponga más ejemplos de materias donde se encuentre el estado plasmático.
4. Mencione dos características importantes del estado:
   a. Sólido
   b. Líquido
   c. Gaseoso
   d. Gaseoso
7. Explique porque los líquidos no tienen forma definida.

3. TEORÍA ATÓMICA



1.14. TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

El Químico Ingles John Dalton en 1808 dio la primera teoría con bases científicas sobre la existencia de los átomos; sosteniendo los siguientes postulados:

1. La materia está constituida por partículas extremadamente pequeñas, indivisibles llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un elemento son idénticos y poseen las mismas propiedades, pero difieren de los átomos de otros elementos por las mismas cualidades.
3. Los átomos no pueden ser creados ni destruidos en las reacciones químicas.
4. Los compuestos se forman cuando se combinan los átomos de diferentes elementos.

Por consiguiente, plantea que la materia es una esfera compacta y maciza sin división.

1.15. RAYOS CATÓDICOS

El Físico Alemán Plucker y luego el Físico y Químico Inglés Crookes estudiaron los efectos originados por el paso de una carga eléctrica entre gases enrarecidos a muy bajas presiones y voltajes elevados y observaron que se producía un haz de rayos que parten del electrodo cargado negativamente (cátodo) y se proyecta al electrodo cargado positivamente (ánodo), a este haz o flujo de rayos se le llamo rayos catódicos.

Los rayos catódicos presentan las siguientes características:

1. Se propagan en línea recta
2. Producen fluorescencia
3. Elevan la temperatura de los cuerpos con los cuales choca lo que demuestra que tienen energía.
4. Son desviados por campos eléctricos y magnéticos hacía el polo positivo, con un determinado ángulo, lo que demuestra que tiene masa y carga.
5. Son idénticos, cualquiera que sea el gas o metal utilizado en el tubo de rayos catódicos.
6. A los rayos catódicos se les llamó electrones.

1.16. RAYOS ANÓDICOS (CANALES O POSITIVOS)

Goldstein en 1886, en su experimento reemplaza el cátodo normal de los tubos de descarga por un cátodo perforado colocado en el

centro del tubo; y observa que, en sentido opuesto a los rayos catódicos, se propaga en línea recta un haz luminoso pardo rojizo a lo que denominó rayos anódicos.

Las características de estos rayos son:

1. Son desviados por el campo magnético hacía el polo negativo.
2. Están formados por moléculas gaseosas que han perdido un electrón.
3. Tienen carga positiva.

1.17. MODELO ATÓMICO DE J.J. THOMPSON

J.J. Thompson en 1898 propuso su modelo atómico considerando que el átomo está constituido por electrones, los cuales se mueven en una esfera de carga eléctrica positiva uniforme, anulándose las cargas y resultando el átomo neutro; lo compara con un budín de pasas.

1.18. RADIOACTIVIDAD

La radioactividad fue estudiada por Becquerel en 1896 y por los esposos Curie en 1897, se refiere a la descomposición espontanea de los átomos de ciertos elementos como el Radio, Uranio, Polonio, etc. con emisión de radiaciones alfa, beta y gamma.

1.19. RAYOS ALFA (α)

Son partículas cargadas con electricidad positiva equivalentes al núcleo de helio (conjunto de dos protones, dos neutrones), su poder de penetración es débil, y para detener se necesita unas pocas hojas de papel o la piel humana.

1.20. RAYOS BETA (β)

Son partículas cargadas negativamente constituidas por un flujo de electrones, poseen alta velocidad y su poder de penetración es 100 veces mayor que los rayos alfa. Para detener se necesita una lámina de aluminio.

1.21. RAYOS GAMMA (δ)

Son paquetes de energía llamados quantum o fotones, poseen alta energía similar a los rayos X, su velocidad es equivalente al de la luz y tienen mayor poder de penetración que los rayos alfa y beta. Solo pueden ser detenidos por un bloque de plomo mayor de 5 cm de espesor.

1.22. EXPERIMENTO DE RUTHERFORD

El Neozelandés Rutherford en 1909, en su experimento bombardeo con partículas alfa una lámina delgada de oro, con el cual observó que la mayoría de las partículas alfa atraviesan sin ser desviados, algunos son desviados de su posición original y unos pocos son rebotados en el mismo sentido. La desviación indicaba que el átomo poseía un centro cargado positivamente y que este centro debía contener la mayor parte de la masa del átomo.

Las conclusiones de Rutherford lo condujeron a postular su modelo atómico, señalando que el átomo está constituido por un núcleo central en el que se encuentra casi la totalidad de la masa y toda su carga positiva, rodeado de electrones necesarios para neutralizar la carga del núcleo a distancias relativamente grandes.

1.23. MODELO ATÓMICO DE NIELS BOHR

En 1913 Niels Bohr en base a la teoría atómica de Rutherford, la teoría Cuántica de Planck a cerca de la radiación electromagnética y a los estudios del espectro de hidrógeno; propone su modelo atómico basado en los siguientes postulados:

1. En un átomo los electrones, giran en órbitas circulares definidas y con una energía fija; a medida que la órbita se aleja del núcleo la energía del electrón es mayor.
2. Los electrones que absorben energía pasan de una órbita de menor energía a mayor energía.
3. Los electrones que pierden energía pasan de una órbita de mayor energía a otra de menor energía.

Bohr a las órbitas los llamó niveles de energía y determinó el número máximo de electrones de una órbita en base a la relación $2n^2$.

1.24. MODELO ATÓMICO DE SOMMERFIELD

Sommerfield en 1916, consideró la existencia de órbitas elípticas además de las órbitas circulares de Bohr, introduciéndose de esta manera el desdoblamiento de cada nivel de energía en subniveles de energía.

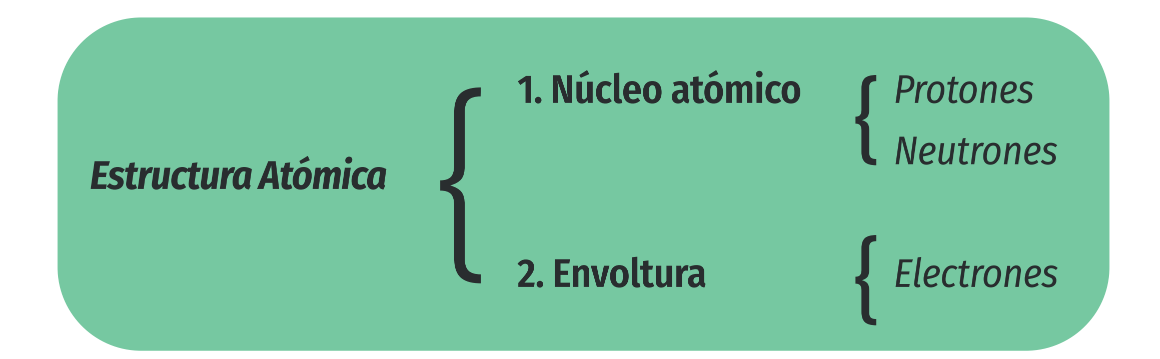
1.25. MODELO ATÓMICO ACTUAL

Es un modelo matemático y probabilístico estructurado en base:

- A la dualidad de la materia de Louis De Broglie.
- Principio de incertidumbre de Heisemberg y
- Las ecuaciones de Schodinger

Se considera al átomo como una nube electrónica constituida por una parte central llamado núcleo, donde prácticamente se concentra su masa y una región de espacio alrededor del núcleo llamado periferia, formado por la nube electrónica en el cual los electrones se hallan en movimiento en determinadas regiones de espacio llamados orbitales atómicos.

3.2.1. ESTRUCTURA DEL ÁTOMO



1. Núcleo

Es la región central del átomo, de tamaño muy pequeño en comparación al volumen total del átomo, está constituido por protones y neutrones, a los que se les denomina nucleones.

Protón (p+)

Es una partícula de carga positiva, se halla en el núcleo. Sus principales características son:

Masa = $1.67252x10^{-24}$ *g*

Carga = $1.602x10^{-19}$ *coulomb*

Neutrones (n°)

Son partículas sin carga, su masa es ligeramente mayor que la del protón

Masa = $1.67482x10^{-24}$ *g*

2. Envoltura

Es la región de espacio que rodea al núcleo en el cual se encuentran en movimiento los electrones de carga negativa.

Electrones (e-)

Son partículas de carga negativa, y sus características son:

Masa = 9.107×10^{-28} *g*

Carga = 1.60×10^{-19} *coulomb*



EJERCICIOS

1. ¿Cuál de los postulados de DATON sigue teniendo vigencia hasta la actualidad?
2. ¿Cuáles son las características de los rayos catódicos?
3. ¿Cómo se genera los rayos anódicos?
4. Esquematice el experimento de Rutherford.
5. ¿Qué es la radioactividad?
6. ¿A qué conclusiones llega Rutherford sobre el átomo?
7. ¿Qué significa átomo?
8. Cuál es el modelo atómico que plantea:
   a. Niels Bohr
   b. Sommerfield

9. ¿En qué consiste la dualidad de la materia?

10. Dibuje el átomo indicando todas sus características.

11. Mencione el principio de Heisemberg.

12. Porque el modelo actual es probabilístico.

13. ¿Cuál es el modelo actual del átomo?

1.26. NÚMERO DE MASA (A)

Determinado por la suma del número de protones más el número de neutrones de un átomo, se denomina también número másico.

$$A = \#p^{+} + \#n^{0}$$

1.27. NÚMERO ATOMICO (Z)

Determinado por el número de protones que es igual al número de electrones en un átomo, también indica la posición que ocupa en la tabla periódica.

Considerando esta simbología, cualquier elemento se representa de la siguiente manera:

$$^{A}X_{Z}$$

Siendo X el símbolo de cualquier elemento

1.28. ISOTOPOS

Son átomos de un mismo elemento que tienen diferente número de masa, debido a su diferente número de neutrones.

Ejemplo:

Hidrógeno

	Z	A
Protio	1	1
Deuterio	1	2
Tritio	1	3

1.29. ISOBAROS

Son átomos de diferentes elementos, pero con igual número de masa.

Ejemplo:

	A	Z
Potasio	40	19
Calcio	20	40
Argón	18	40

1.30. ISOTONOS

Son átomos de diferentes elementos, pero con igual número de neutrones.

Ejemplo:

	A	Z	n^0
Boro	11	5	6
Carbono	6	12	6

EJERCICIOS



1. El átomo de cierto elemento tiene 42 neutrones y 23 electrones ¿Cuál es su número de masa?
2. El número atómico nos indica la cantidad de:
   - a. Neutrones
   - b. Átomos
   - c. Masa
   - d. Protones
   - e. Electrones y neutrones
3. Indique la afirmación correcta: $^{49}X_{24}$
   - a. Tiene 49 neutrones
   - b. Tiene 25 protones
   - c. Su número de masa es 24
   - d. Posee 25 neutrones
   - e. Ninguna de las anteriores
4. ¿Cuándo dos átomos son isobaros? Cuando:
   - a. Tienen el mismo número de neutrones
   - b. Son el mismo elemento
   - c. Poseen el mismo número másico
   - d. Tienen igual número de protones

5. Completa las siguientes afirmaciones:

a. Si un elemento tiene 14 electrones y un número másico de 30 esto indica que el número de neutrones es:

____

b. Los isótopos son:________________________________

c. Si dos elementos tienen 18 neutrones cada uno, estos son ____

d. Los isobaros poseen igual número de ______________

6. La suma de los números atómicos de 2 isótonos es 18 y la diferencia de sus masas atómicas es 6. Hallar sus números atómicos.



4. NÚMEROS CUÁNTICOS



Las soluciones de las ecuaciones de Schrodinger y de Dirac para los átomos de hidrógeno dan funciones de onda que describen estados disponibles para el único electrón del hidrógeno. Estos números cuánticos permiten describir el ordenamiento electrónico de cualquier átomo y se llaman configuraciones electrónicas. Los números cuánticos desempeñan papeles importantes para describir los niveles de energía de los electrones y la forma de los orbitales que indica la distribución espacial del electrón.

A continuación, se define cada número cuántico:

4.1. NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL

Es denotado por "n", describe el nivel de energía principal que el electrón ocupa. Puede ser cualquier entero positivo:

$$\mathbf{n} = 1, 2, 3, 4, \ldots$$

4.2. NÚMERO CUÁNTICO SUBSIDIARIO (A AZIMUTAL)

El "l", indica la forma de la región del espacio que ocupa el electrón. Dentro de cada nivel de energía (definido por el valor de n, el número cuántico principal) l puede tomar valores integrales de cero hasta (n-1) inclusive:

$$\mathbf{l} = 0, 1, 2, 3, 4, \ldots (n\text{-}1)$$

Por lo tanto, el valor máximo de l es (n-1). L indica el subnivel o un tipo específico de orbital atómico que el electrón puede ocupar. Se usa una notación por letras para indicar cada valor de l. Cada letra corresponde a un tipo distinto de orbital atómico.

l = 0, 1, 2, 3, ... (n-1)
s, p, d, f   tipo de subnivel

En el primer nivel de energía el valor máximo de l es 0, lo que indica que existe un solo subnivel p. En el segundo nivel de energía los valores permisibles de *l* son 0 y 1 lo que indica que solo hay subniveles s y p.

4.3. NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO

Es denotado por "m_l", indica la orientación espacial del orbital atómico. En cada subnivel, m, puede tomar valores integrales desde –l, 0 +l:

$$m_l = (-l),..., 0,..., (+l)$$

El valor máximo de ml depende del valor de l. Por ejemplo, cuando l = 1 indica que en el subnivel p hay tres valores permisibles de ml -1, 0, +1, por tanto, hay tres regiones distintas en el espacio, llamadas orbitales atómicos, asociados con un subnivel p. Estos orbitales se llaman p_x, p_y y p_z.

4.4. NÚMERO CUÁNTICO DE GIRO

Se denota por "m_s", se refiere al giro del electrón y a la orientación del campo magnético que éste produce. Para cada conjunto de n, los valores n, l, y m_l, m_s puede tomar el valor +1/2 o -1/2.

1.31. NUBE ELECTRÓNICA

Es la región de espacio exterior al núcleo atómico donde se hallan los electrones en movimiento. Se divide en: niveles de energía, subniveles de energía y orbitales.

1.32. NIVELES DE ENERGÍA U ORBITAS (n)

Las órbitas son consideradas por Bohr como aquellas regiones de espacio alrededor del núcleo donde giran los electrones con una energía fija.

A los niveles de energía se les llama también números cuánticos principales, se les designa por las letras; K, L, M, N, O, P, Q o por los números; 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

El número máximo de electrones que existe en cada nivel o capa se determina por la fórmula:

N° máximo de electrones = $2n^2$

1.33. SUB NIVELES (I)

Cada nivel de energía está conformado por subniveles, en los cuales se encuentran distribuidos los electrones de un nivel con energías ligeramente diferentes.

Puede tener los valores enteros desde 0 hasta n-1 para cada valor de n. El valor de l para cada orbital se designa generalmente por las letras *s,p,d,f* que corresponden a los valores de *l* de 0, 1, 2, y 3, respectivamente.

El número máximo de electrones que existe en cada subnivel se obtiene mediante la fórmula:

N° máx. electrones = $2(2l + 1)$

Nivel	*K*	*L*	*M*	*N*	*O*
Subnivel	*s*	*sp*	*spd*	*spdf*	*spdf*

1.34. ORBITALES

Son las regiones de espacio alrededor del núcleo en la nube electrónica, donde existe la máxima probabilidad de encontrar a los electrones. En un orbital, máximo pueden encontrarse 2 electrones y cada subnivel está formado por orbitales de formas geométricas definidas.

1.35. EL SPIN

Es el sentido de giro del electrón sobre su propio eje.

EJERCICIOS



1. ¿Qué es nivel energético?
2. Por qué se dice que es energético.
3. Establezca dos diferencias entre: órbita y orbital
4. Indique las fórmulas para hallar el número máximo de electrones en niveles y subniveles
5. Si un átomo tiene 4 niveles ¿Cuántos electrones tendrá?
6. Un átomo en el tercer nivel cuantos subniveles poseerá
7. Dibujar la forma de los orbitales $2p_y$, $1s$, $3d_{z^2}$

1.36. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE UN ÁTOMO

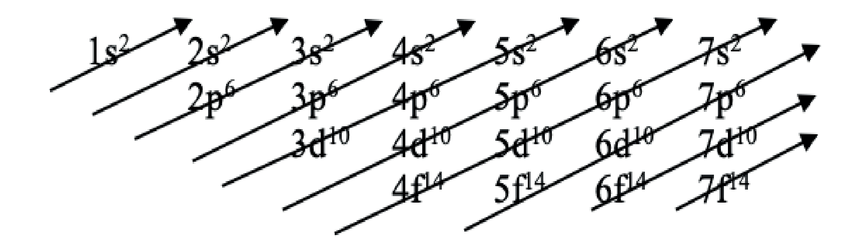
Se refiere a la distribución de los electrones de un átomo en sus diferentes niveles y subniveles de energía para determinar su estructura electrónica.

Para tal efecto se emplean dos reglas:

a. REGLA DEL SERRUCHO

* Para la distribución en niveles y subniveles

Es un esquema que nos muestra la ubicación de los electrones en función a su contenido energético en una configuración electrónica de un átomo, para lo cual se sigue el sentido de la flecha.



RECUERDA: Que Z es el número de protones y es igual al número de electrones cuando el átomo es neutro

Ejemplo:

Be_4: $1s^2\ 2s^2$

Na_{11}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

Cuando se hace la distribución electrónica por la regla del serrucho, se debe culminar ordenando por niveles de energía, como se muestra en el siguiente ejemplo:

Rb_{37}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1$

Ordenando por niveles: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 5s^1$

Entonces el número de electrones por niveles es: $1 = 2e^-$

$2 = 8e^-$

$3 = 18e^-$

$4 = 8e^-$

$5 = 1e^-$

Hacer la distribución electrónica de los siguientes elementos:

a. I_{53} **b.** Cs_{55} **c.** Ca_{20} **d.** Sr_{38}

e. In_{49} **f.** Br_{35} **g.** Fr_{87}:

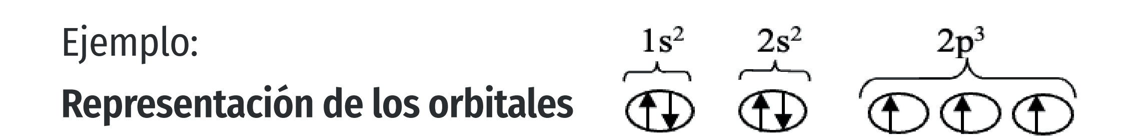
C. REGLA DE HUNG DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD

Para la distribución en orbitales

Al distribuir los electrones en orbitales de un mismo subnivel, se busca ocupar la mayor cantidad de orbitales vacío, es decir, que inicialmente dichos electrones tienen igual spin, una vez que no queden más orbitales, se procederá a completarlos.

Ejemplo:

Representación de los orbitales



Entonces el nitrógeno tiene 5 electrones en el último nivel de los cuales 2 están apareados $2s^2$ (Cuando existen dos electrones en un mismo orbital con spin diferentes) y 3 electrones desapareados $2p^3$ (cuando existe solo un electrón en un orbital).

NOTA: Solo se determina en los electrones del último nivel. (Apareados y desapareados)



EJERCICIOS

1. Hacer la distribución electrónica y determinar cuántos electrones están apareados y desapareados.

   a. Ar_{18}: **b.** Te_{52}: **c.** As_{33}:

d. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE IONES

Cuando átomos neutros de algunos elementos son fuertemente excitados pueden perder uno, dos, tres o más electrones dando lugar a la formación de **iones positivos**. Ejemplo: Na^+, Ca^{++}, etc.

En este caso la configuración electrónica se realiza quitando tantos electrones como cargas positivas que posee el átomo del último nivel.

Por el contrario, cuando átomos neutros ganan electrones dan lugar a la formación de **iones negativos**. Ejemplo: Cl^-, O^{-2}, etc.

Para la configuración electrónica se aumenta tantos electrones como cargas negativas presentes en el átomo al último nivel de energía.

Ejemplo:

$_{37}\mathbf{Rb^+}$: $N° \ e^- = Z - carga \ (sin \ signo)$

$N° \ e^- = 37 - 1 = 36$

Como la configuración del rubidio es:

$$\mathbf{Rb_{37}}: 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 4s^2 \ 3d^{10} \ 4p^6 \ 5s^1$$

Entonces se le quita un electrón del último nivel, es decir, su único electrón del nivel 5, cuya configuración sería:

$$_{37}\mathbf{Rb^+}: 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 4s^2 \ 3d^{10} \ 4p^6$$

ordenando por niveles: $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 3d^{10} \ 4s^2 \ 4p^6$

Realizar la configuración electrónica de:

a. $17Cl^{-}$: b. ${}_{13}Al^{+3}$:



EJERCICIOS

1. Hacer la configuración electrónica de los siguientes elementos químicos:

a. ${}_{19}K$ **b.** ${}_{54}Xe$ **c.** ${}_{14}Si$

d. ${}_{36}Kr$ **e.** ${}_{16}S^{-2}$: **f.** ${}_{50}Sb^{-3}$:

2. La notación electrónica del hierro 26 indica que:

a. Tiene 26 neutrones

b. El átomo posee 26 protones y 25 electrones

c. Su peso atómico es 26

d. En su núcleo tiene 26 partículas subatómicas.

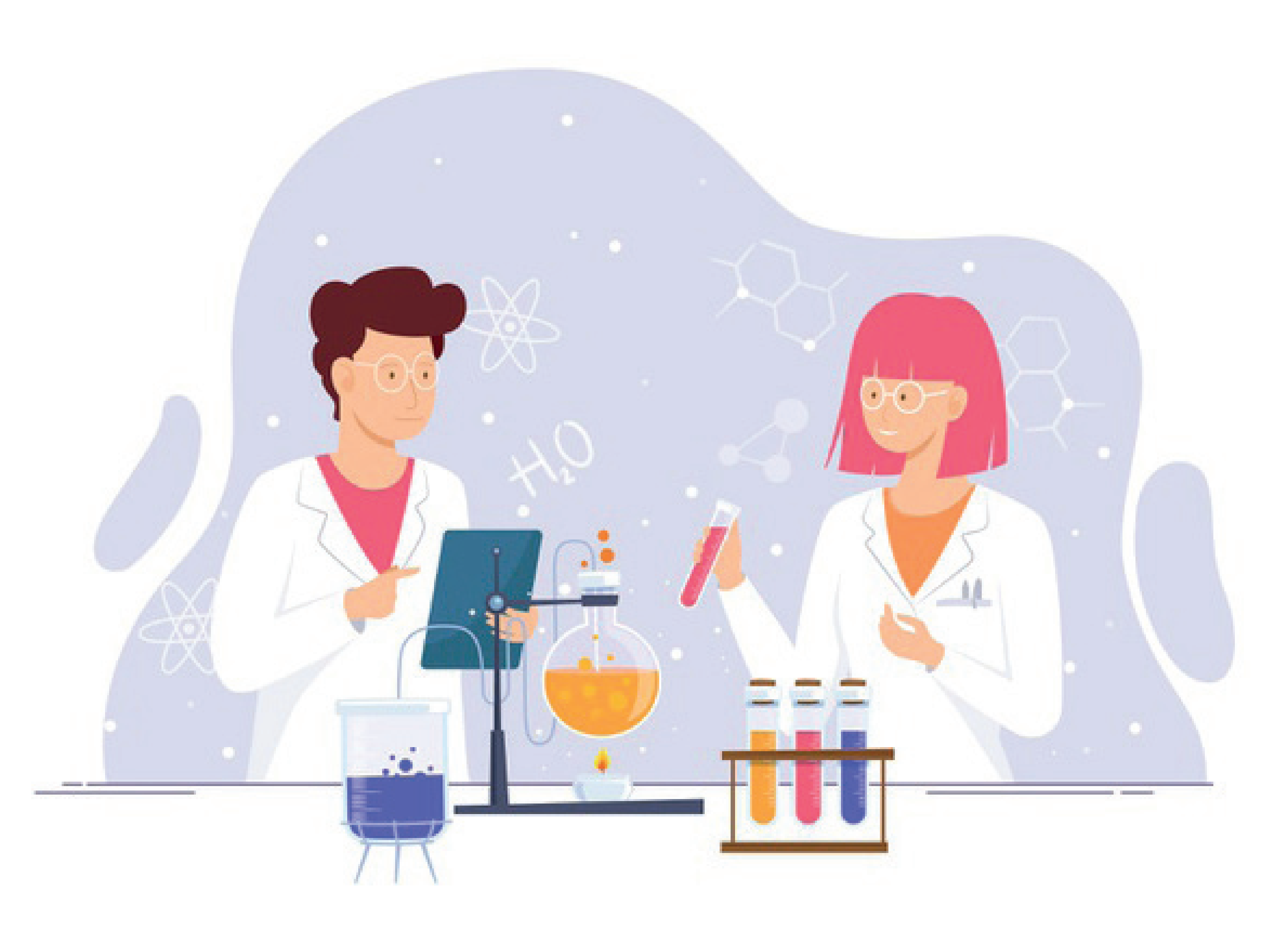
3. ¿Por qué se dice que los gases nobles tienen configuración electrónica estable?

4. Cuántos electrones apareados y desapareados tienen los siguientes elementos:

a. ${}_{80}Ra$ **b.** ${}_{5}B$ **c.** ${}_{18}Ar$ **d.** ${}_{32}Ge$

5. El átomo de cierto elemento químico, en su estado basal, tiene 7 electrones en total en su quinto nivel energético. Si se sabe que su número másico es 127. ¿cuántos neutrones tiene dicho elemento?

6. Si la distribución electrónica de un elemento es: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2$. ¿Cuál será su número atómico?



5. CLASIFICACION PERIODICA DE LOS ELEMENTOS



La tabla periódica de los elementos es un esquema gráfico donde se halla la ordenación y clasificación de los elementos químicos. Hoy el número de elementos pasa del centenar, por lo tanto, la preocupación por clasificarlos es mayor.

5.1. TRIADAS DE DOBEREINER

En 1817, este científico alemán observó que las propiedades de los elementos guardan cierta relación con sus pesos atómicos, así, mismo, observó que las propiedades de estos se repetían con cierta periodicidad, llegando a formar grupos de tres elementos que los llamó triadas, en las cuales el peso atómico del segundo era casi el promedio de los otros.

El “n”, describe el nivel de energía principal que el electrón ocupa. Puede ser cualquier entero positivo:

Ejemplo:

Cloro	*35.5*	**Calcio**	*40.08*	**Azufre**	*32*
Bromo	*79.92 (81.2)*	**Estroncio**	*87.67 (84.7)*	**Selenio**	*79*
Yodo	*126.9*	**Bario**	*137.36*	**Teluro**	*126.7*

5.2. OCTAVAS DE NEWLANDS

En 1864, el Químico inglés Newlands, ordenó los elementos químicos según sus pesos atómicos crecientes y observó que las propiedades del primer elemento eran semejantes a las del octavo, las del segundo a las del noveno. Ejemplo:

H	*Li*	*Be*	*B*	*C*	*N*	*O*
F	*Na*	*Mg*	*Al*	*Si*	*P*	*S*
Cl	*K*	*Ca*	*Cr*	*Ti*	*Mn*	*Fe*

A este orden se le conoce con el nombre de “ley de las octavas de Newlands”.

Esta ley presenta fallas evidentes, como es el caso del manganeso (metal) que se localiza debajo del fósforo (no metal).

5.3. TABLAS PERIÓDICAS DE MEYER Y MENDELEIEV

El desarrollo de la tabla periódica tal como la conocemos se atribuye al químico ruso Dinitri Mendeleiev y al alemán Lothar Meyer, quienes de manera simultánea y por separado formularon la clasificación de los elementos químicos, y fueron estos dos químicos los que desarrollaron el concepto de periodicidad química de manera amplia.

La tabla original de Meyer presenta en forma vertical a los elementos que en los sistemas modernos aparecen formando líneas horizontales o períodos, su trabajo estuvo basado en la periodicidad de las propiedades físicas de los elementos.

Mendeleiev presentó su trabajo en el año de 1869, sobre "la relación de las propiedades con el peso atómico de los elementos", en el que describe la tabla periódica y hace gala de una visión casi profética, al no dudar la existencia de elementos hasta entonces desconocidos, para los que dejó un espacio vacío en su tabla periódica, anticipando sus propiedades con genial aproximación.

Mendeleiev, ordenó los elementos químicos conocidos hasta entonces de acuerdo a sus pesos atómicos crecientes y en función de las propiedades químicas de las mismas, formando con ellos columnas verticales llamados grupos y filas horizontales llamadas períodos.

5.4. LEY DE MENDELEIEV

"Las propiedades de los elementos químicos dependen de la estructura del átomo y varían con el peso atómico de manera sistemática".



EJERCICIOS

1. ¿Cómo clasificó Dobereiner a los elementos químicos?

2. ¿Qué afirmación es correcta?

   a. Mendeleiev clasificó los elementos en orden creciente a su número atómico.
   b. Newlands enunció las tríadas
   c. El trabajo de Meyer estuvo basado en las propiedades físicas de los elementos.
   d. Mendeleiev es alemán

3. Si se tiene la siguiente secuencia de elementos: Cl, K, Ca, Cr, Ti, Mn, Fe, Co, Cu, Zn, Y In, As, Se, Br, Rb, Sr. Según Newlands ¿Qué elementos tienen propiedades similares?

4. ¿Cuál es la diferencia entre la clasificación de los elementos de Meyer y Mendeleiev?

5. Se tiene los siguientes elementos:

Li	7
Na	?
K	39

¿Cuál es el peso atómico del elemento central según Dobereiner?

6. Enuncie la ley periódica de Mendeleiev

6. TABLA PERIODICA MODERNA



La forma actual del sistema periódico de los elementos se basa en la tabla periódica de Mendeliev, sin embargo, en 1913, el físico inglés Mosseley determinó los valores correctos de los números atómicos de muchos elementos por métodos espectroscópicos. Mosseley basado en los estudios de Ridber, enuncia su ley periódica.

> ***"Las propiedades de los elementos químicos son función periódica de sus números atómicos".***

Esta ley periódica es la base de la clasificación actual de los elementos químicos.

6.1. DESCRIPCIÓN DE LA TABLA PERIODICA

Llamada también tabla periódica de WERNER Y PANETH. En esta tabla periódica los elementos químicos están ordenados de acuerdo a su número atómico creciente.

Esta tabla periódica está formada por:

6.1.1. PERIODOS.

Son las agrupaciones horizontales, que son indica el conjunto de elementos que poseen el mismo número de niveles de energía.

Existen 7 períodos:

Periodo 1 *2 elementos*
Periodo 2 *8 elementos*
Periodo 3 *8 elementos*
Periodo 4 *18 elementos*
Periodo 5 *18 elementos*
Periodo 6 *32 elementos*
Periodo 7 *no determinado*

6.1.2. GRUPOS.

Son agrupaciones verticales, que nos indica que estos elementos poseen propiedades químicas semejantes, debido a que tienen los mismos electrones de valencia. En la tabla periódica existen 18 grupos y se dividen en grupos A y B.

a. Los grupos A son denominados Elementos Representativos, estos están enumerados desde el I hasta el VII. La configuración electrónica de sus átomos neutros termina en el subnivel “s” y “p”.

b. Los grupos B son denominados elementos de transición, sus columnas están enumeradas desde el I hasta el VIII. En este caso la configuración electrónica de sus átomos neutros termina en el subnivel “d”.

c. También tenemos a los elementos de transición interna, son aquellos cuya configuración de sus átomos neutros terminan en el subnivel “f”. Todos estos elementos pertenecen al grupo B y se en el 6° y 7° período, dando lugar a las dos filas de 14 elementos cada uno, cada fila se denomina:

6° Serie de los lantánidos
7° Serie de los actínidos

d. Por último, tenemos a un grupo especial, se trata de los gases nobles, que con excepción del helio tienen una configuración electrónica que termina en 8 electrones, es el grupo VIII A.

EJERCICIOS



1. Establezca dos diferencias entre período y grupo.
2. Un elemento del 4° período pertenecerá al bloque “d”. Fundamente su respuesta.
3. Si un elemento en el quito nivel tiene 5 electrones. A qué período y grupo pertenece en la tabla periódica. Porque.
4. Si un elemento se halla en el grupo VA y período 3, significa que tiene:

a. 5 electrones y 3 niveles

b. 5 niveles y 3 electrones

c. 5 electrones en el penúltimo nivel y 3 niveles

d. 5 electrones en el último nivel y 3 niveles.

5. Si un elemento tiene la siguiente configuración: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$.

¿A qué grupo y periodo pertenece? Dar el nombre del grupo.

6. En el 6° período la tabla periódica tiene:

a. 18 electrones

b. 32 electrones

c. 32 elementos

d. Un número de elementos indeterminados.

7. Porque se caracterizan los elementos del bloque "f".

8. Mencione algunas otras características de los elementos del grupo VIII.

6.2. PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ÁTOMOS

6.2.1. ELECTRONEGATIVIDAD

Se define como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia sí mismo. Cuanto mayor sea la electrone-

gatividad en un átomo, mayor será su capacidad para atraer los electrones hacia él.

En la tabla periódica varía:

PERIODO: *aumenta de izquierda a derecha.*
GRUPO: *aumenta de abajo hacia arriba.*

6.2.2. RADIO ATÓMICO.

Es la distancia promedio entre el último electrón del nivel más externo y el núcleo. En la tabla periódica varía:

- **PERIODO:** Aumenta de derecha a izquierda
- **GRUPO:** Aumenta de arriba hacia abajo.
- El radio atómico nos representa el tamaño de un átomo, así como el volumen atómico.
- En general, en todos aquellos elementos que poseen volúmenes atómicos elevados, los electrones del último nivel se hallarán escasamente atraídos y podrán cederse con gran facilidad. Por el contrario, aquellos elementos que poseen volúmenes atómicos pequeños tenderán a captar electrones o ceder con dificultad lo que poseen.

6.2.3. ENERGÍA DE IONIZACIÓN

Es la energía requerida para arrancar un electrón de un átomo gaseoso y así formar un ión. Si se desea arrancar más de un electrón, entonces usaremos los términos de primera energía de ionización, segunda energía de ionización, etc. Esta energía se incrementa al tratar de sacar más electrones.

En la tabla periódica varía:

GRUPO: *aumenta de abajo hacia arriba.*
PERIODO: *aumenta de izquierda a derecha.*

6.2.4. AFINIDAD ELECTRÓNICA

Es la energía liberada cuando un átomo gana un electrón, para convertirse en ión negativo. (Anión).

Variación en la tabla periódica:

PERIODO: *Aumenta de izquierda a derecha*
GRUPO: *Aumenta de abajo hacia arriba.*

EJERCICIOS



1. ¿Cuál de las afirmaciones es falsa?

   a. El flúor tiene mayor afinidad electrónica que el sodio
   b. La energía de ionización del litio es menor que el cloro
   c. El cloro tiene mayor radio atómico que el flúor.
   d. El litio tiene menor potencial de ionización que el potasio.

2. Si la electronegatividad de hidrógeno es 2.1 y del oxígeno es 3.5. En la molécula de agua (H_2O). ¿Cuál de estos elementos tenderá a ganar los electrones en el enlace? Porque.

3. ¿Cómo se determina experimentalmente el radio atómico?

4. ¿Qué es la afinidad electrónica?

5. Establezca dos diferencias entre energía de ionización y electronegatividad.

6. Porque el radio atómico aumenta de derecha a izquierda.

7. El radio en un grupo de la tabla periódica:

   a. Disminuye a medida que aumenta el número atómico

   b. Aumenta a medida que aumenta el número atómico

   c. No se observa ninguna secuencia

   d. Todos tienen el mismo valor

   e. No se han podido determinar.

6.3. CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Los elementos químicos se pueden clasificar en:

6.3.1. METALES

Propiedades Generales:

- Son buenos conductores del calor y la electricidad

- Se oxidan (pierden electrones), por consiguiente, se les denomina AGENTE REDUCTOR.
- Son sólidos a excepción del mercurio (líquido a temperatura ambiente)

6.3.2. NO METALES

Propiedades Generales:

- Son malos conductores del calor y la electricidad.
- Se reducen (ganan electrones), por consiguiente, se les denomina AGENTE OXIDANTE.
- A temperatura ambiente, se encuentran en estado sólido la mayoría. Como gases: el nitrógeno, oxígeno, flúor, cloro e hidrógeno, los cuales se representa como elementos diatómicos. (N_2, O_2, F_2, Cl_2, H_2), líquido el bromo.

6.3.3. METALOIDES

Son elementos que tienen propiedades metálicas y no metálicas. Y ocupan una región diagonal que se observa en la tabla (transición entre metal y no metal). Son B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po.

6.3.4. GASES NOBLES

Los elementos que pertenecen a este grupo son: He, Ne, Kr, Xe, Rn.

- Son elementos químicamente estables por tener su última capa 8 electrones a excepción del He que tiene 2.
- No se combinan con ningún otro elemento
- Sus moléculas son monoatómicas.

EJERCICIOS



1. En qué parte de la tabla se ubican los elementos que tienen mayor carácter metálico (derecha o izquierda).
2. Los halógenos tienen carácter:

   a. Metálico b. Inerte c. No metálico
   d. Gaseoso e. Líquido

3. Los elementos representativos, lo forman los:

   a. Metales
   b. No metales
   c. Metales, no metales y gases nobles
   d. Metales, no metales y metaloides

5. Mencione las características de los metales.
6. Si se combinan el sodio y el cloro ¿Cuál de los dos elementos gana electrones? Porque.
7. ¿Qué es un agente oxidante?
8. ¿Qué elementos son gaseosos y como se representan?
9. Cual la diferencia entre:

   a. Metales y no metales
   b. No metales y metaloides
   c. Gases y metales.

7. ENLACE PERIODICA MODERNA





Los enlaces químicos son las fuerzas de atracción que mantienen unidas entre sí a los átomos o iones para formar moléculas o cristales.

MOLÉCULA: *Este término se refiere a la agrupación de átomos unidos por fuerzas de carácter interatómico llamados enlace químico. Ejemplo:*

N_2, Cu, O_2, etc.

Las moléculas son simples si se unen átomos del mismo tipo y serán compuestas cuando los átomos sean diferentes.

Ejemplo:

$NaCl$, H_2O, O_3, etc.

ELECTRONES DE VALENCIA: Son los electrones que se hallan en el último nivel de energía de los átomos, responsables de todo tipo de interacción que estos pueden realizar.

7.1. REGLA DEL OCTETO

Es la tendencia natural que tienen los átomos, que, al formar enlaces químicos, tratan de obtener 8 electrones en su último nivel de energía, para lo cual ganan, pierden o comparten electrones.

Esta regla también puede expresarse, manifestando que los átomos al formar enlaces, tratan de adquirir la configuración electrónica de un gas noble.

7.2. NOTACIÓN DE LEWIS

Es la representación de electrones de valencia en su último nivel de energía mediante puntos o asteriscos en cada uno de los elementos que forman el compuesto, donde cada punto o asterisco representa a un electrón.

Ejemplo:

Li (Z = 3): $1S^2, 2S^1$ *Li**

Al (Z = 13): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$ *Al:*

Haga la representación de LEWIS, para.

a. K_{19}

b. Sr_{38}

c. Cl_{17}

d. Kr_{36}



EJERCICIOS

1. En los siguientes elementos. Hallar sus electrones de valencia y hacer su estructura de Lewis.

   a. Na_{11} **b.** I_{53} **c.** P_{15} **d.** Cl_{17} **e.** Ga_{31}

2. ¿Qué es enlace y cuantos tipos existe?
3. Los gases nobles cumplirán la regla del octeto. Fundamente su respuesta
4. Un elemento será una molécula. Porque
5. De cinco ejemplos de moléculas simples y compuestas.

7.4. TIPOS DE ENLACE

7.4.1. ENLACE IONICO O ELECTROVALENTE

El enlace iónico se forma por la atracción electrostática entre iones

con carga opuesta, que tengan una elevada diferencia de electronegatividad, es decir, que está sea mayor a 1,6.

El átomo que cede electrones se llama dador y se carga positivamente (catión) y el átomo que recibe electrones se llama aceptor y se carga negativamente (anión).

Ejemplo:

Na	+	Cl	→	Na^{+}	+	Cl^{-}
sodio		*cloro*		*catión*		*anión*

7.4.2. ENLACE COVALENTE

Se forma entre átomos de alta electronegatividad (no metales). En este caso no ocurre ganancia ni pérdida de electrones, sino que los átomos logran compartir uno o más pares de electrones.

Ejemplo:

$$O_2, H_2O, CO_2, H_2CO_3$$

El enlace covalente puede ser de dos tipos:

A. ENLACE COVALENTE NORMAL

El par de electrones del enlace es aportado por ambos átomos, en forma general se representa de la siguiente manera:

$$A^* + B^* \rightarrow A \quad B$$

Ejemplo:

$$H^* + Cl^* \rightarrow H^{**}Cl \rightarrow H-Cl$$

Esta a su vez puede ser:

a. Enlace covalente normal polar

El par de electrones tiende o está más cerca de uno de los átomos (al de mayor electronegatividad) que trae como consecuencia la formación de polos sin que se llegue a formar iones (ganancia o pérdida de electrones).

La molécula resultante es polar, debido a que su nube electrónica se halla desplazada hacia el átomo más electronegativo, ejemplo:

$$H^* + {}^*Br \rightarrow H - Br$$

b. Enlace covalente normal apolar

Se forma entre átomos de igual electronegatividad (el mismo elemento). Los átomos al interaccionar atraerán con igual fuerza los electrones de valencia, generando moléculas apolares, es decir, cuya nube electrónica es uniforme, ejemplo:

$$Cl^* + {}^*Cl \rightarrow Cl - Cl \rightarrow Cl_2$$

7.5. ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO

Tiene la característica que el par de electrones del enlace es aportado solamente por uno de los átomos. Una forma de indicar el enlace covalente coordinado es mediante una flecha, ejemplo:

$$SO_2 \rightarrow O{:}S{:}O \rightarrow O = S \quad O$$

7.6. DIFERENCIA ENTRE COMPUESTOS IÓNICOS Y COVALENTES

A. COMPUESTOS IÓNICOS

- **a.** Conducen la corriente eléctrica en solución o en estado líquido.
- **b.** Tienen puntos de ebullición y fusión relativamente altos.
- **c.** Se disuelven con facilidad en disolventes polares y son poco solubles en disolventes no polares.
- **d.** Al estado sólido presentan estructura cristalina.
- **e.** Las reacciones de compuestos iónicos son instantáneas

B. COMPUESTOS COVALENTES

- **a.** Solubles en disolventes orgánicos.
- **b.** Los compuestos covalentes no conducen la electricidad
- **c.** Las reacciones son lentas y complejas.

7.7. ENLACE METÁLICO

Es un enlace propio de los elementos metálicos que les permite actuar como molécula monoatómica. Los electrones cedidos se encuentran trasladándose continuamente de un átomo a otro formando una densa nube electrónica. A la movilidad de los electrones se le debe la elevada conductividad eléctrica y el brillo de los metales.

EJERCICIOS



1. Establezca dos diferencias entre enlace iónico y covalente normal polar.
2. Establezca una diferencia entre el enlace covalente normal y dativo.
3. ¿Cuándo se produce un enlace:
   a. iónico
   b. covalente
   c. metálico
4. ¿Qué es enlace?
5. Ponga cinco ejemplos de compuestos iónicos y siete compuestos covalentes apolares
6. Un elemento del grupo IA y otro del grupo VIIA. ¿Qué tipo de enlace formarán?



8. FUNCIÓN QUÍMICA



Es el conjunto de compuestos que tienen propiedades similares por consiguiente origen y composición semejante.

8.1. CLASIFICACIÓN. Las funciones químicas se clasifican tomando en cuenta el número de componentes en:

a. Funciones binarias. Son aquellos compuestos que tienen dos elementos diferentes, entre ellos tenemos: ***Óxidos, hidruros y sales binarias***.

b. Funciones ternarias. Son compuestos que poseen tres elementos diferentes y son: ***Hidróxidos, oxácidos y sales neutras***

c. Funciones cuaternarias. Son compuestos con cuatro elementos diferentes y son: ***Oxisales ácidas, oxisales básicas y oxisales dobles***

9.2. NOMENCLATURA QUÍMICA INORGÁNICA

Son las diferentes reglas establecidas internacionalmente para poder leer y escribir los compuestos químicos correctamente.

La escritura y lectura de los compuestos químicos se realiza de acuerdo a las normas y reglas establecidas por la IUPAC; sin embargo, existen otras formas de nomenclatura que aún son aceptadas por su uso cotidiano.

Para escribir la fórmula química de un compuesto, los símbolos de los elementos que intervienen deben escribirse de izquierda a derecha en orden creciente de sus electronegatividades; sin embargo, la lectura se realiza en orden decreciente de sus electronegatividades, empezando del elemento más electronegativo al menos electronegativo.

La IUPAC admite la nomenclatura tradicional que utiliza prefijos y sufijos preestablecidos según su valencia. El uso de prefijos y sufijos para elementos de varias valencias es de menor a mayor valencia.

VALENCIA: Es la capacidad que tiene un átomo para unirse o ligarse. Para la nomenclatura de compuestos químicos se utiliza los siguientes prefijos.

VALENCIA		PREFIJO	SUFIJO
Una valencia	*1º*		*Ico o normal*
Dos valencias	*1º*		*oso*
	2º		*ico*
Tres valencias	*1º*	*hipo*	*Oso*
	2º		*Oso*
	3º		*ico*

continuará

VALENCIA		*PREFIJO*	*SUFIJO*
Cuatro valencias	*1°*	*hipo*	*oso*
	2°		*oso*
	3°		*ico*
	4°	*per*	*ico*



8.3. FUNCIONES BINARIAS

Son compuestos químicos formados por dos elementos diferentes.

Al escribir la fórmula de un compuesto binario las valencias se intercambian y se usan como subíndices de los símbolos. Los subíndices se simplifican al máximo.

8.3.1. ÓXIDOS

Son compuestos binarios en la que uno de los elementos es el oxígeno y el otro puede ser un metal o un no metal, es decir, se forman por la combinación de estos elementos, los óxidos pueden ser:

a. óxidos metálicos

b. óxidos no metálicos

c. peróxidos

d. superóxidos

A. ÓXIDOS METALICOS

Llamados también óxidos básicos y se forman por la combinación de un metal con el oxígeno.

Metal + Oxígeno → Óxido Metálico (óxido básico)

NOMENCLATURA

Según las reglas de la IUPAC, los óxidos metálicos se leen con las siguientes reglas:

a. Se inicia la lectura con la palabra óxido seguido de la preposición de y a continuación el nombre del metal.

b. Puesto que los elementos tienen uno o más números de oxidación con los cuales pueden formar compuestos, es necesario hacer la diferenciación, para esto después del nombre del metal se debe colocar el número de oxidación entre paréntesis y con números romanos con la cual forma el compuesto.

Ejemplo:

Na^{+1} + O^{-2} → Na_2O Oxido de sodio



EJERCICIOS

1. Una función química inorgánica es:

a. Un conjunto de compuestos que tienen la misma fórmula

b. Un compuesto con fórmula definida

a. El conjunto de compuestos con propiedades similares

b. Aquel conjunto de compuestos de composición semejante, pero de origen diferente

c. Un conjunto de compuestos y átomos.

2. ¿Qué es nomenclatura química inorgánica?

3. Las funciones químicas se clasifican tomando en cuenta el número de componentes en:

4. Según la IUPAC ¿Cuáles son las reglas para nombrar los óxidos?

5. Los óxidos básicos son compuestos formados por:

Un elemento cualquiera con el oxígeno
Dos elementos metálicos
Dos elementos, en la que uno de ellos es el oxígeno
Un no metal con el oxígeno

6. Nombrar los siguientes óxidos

a. K_2O b. CaO c. Ni_2O_3
d. FeO e. ZnO f. Al_2O_3

7. ¿Cuál es la fórmula de los siguientes óxidos?

a. Óxido de mercurio (II) b. Óxido de galio
c. Óxido de francio d. Óxido de estroncio
e. Óxido de escandio f. Óxido de cobalto (III)
g. Óxido de paladio (IV) h. Óxido de cadmio

B. ÓXIDO ÁCIDO

Son compuestos binarios que se forman por la combinación del oxígeno con un no metal.

Son llamados también óxidos no metálicos.

ECUACIÓN DE FORMACIÓN

No metal + oxígeno → Óxido no metálico (óxido ácido)

NOMENCLATURA

Según las reglas de la IUPAC, los óxidos no metálicos se leen con las siguientes reglas:

a. Se inicia la lectura con la palabra óxido seguido de la preposición de y a continuación el nombre del metal.

b. Puesto que los elementos tienen uno o más números de oxidación con los cuales pueden formar compuestos, es necesario hacer la diferenciación, para esto después del nombre del metal se debe colocar el número de oxidación entre paréntesis y con números romanos con la cual forma el compuesto.

c. La IUPAC en el caso de los óxidos no metálicos adopta también la nomenclatura de prefijos y sufijos.

Ejemplo:

Cl^{+3} + O^{-2} → Cl_2O_3 ***Oxido de cloro (III)***

EJERCICIOS



1. Escriba la fórmula de los siguientes compuestos:

a. óxido de cloro (I)

b. óxido bórico

c. óxido de azufre (VI)

d. óxido de nitrógeno (II)

e. óxido selenioso

f. óxido nitroso

g. óxido hipoyodoso

h. óxido de bromo (VII)

2. El nombre de los compuestos es:

a. CO_2 **b.** Cl_2O **c.** SiO **d.** N_2O_5 **e.** Br_2O_7

3. ¿Cuál es la fórmula global que representa a los óxidos de los halógenos?

4. Escriba la fórmula y el nombre de los óxidos que formar el yodo.

c. PERÓXIDOS Y SUPERÓXIDOS

Son compuestos binarios.

Los metales alcalinos y alcalino térreos, además de sus óxidos normales, también pueden formar compuestos llamados peróxidos y superóxidos.

Que tienen como grupo característico:

Peróxidos: O_2^{-2} **Superóxidos:** O_2^{-1}

NOMENCLATURA

Se les nombra, enunciando primero la palabra peróxido o superóxido seguido del nombre del metal.

Na_2O_2	*Peróxido de sodio*
CaO_2	*Peróxido de calcio*
NaO_2	*Superóxido de sodio*
CaO_4	*Superóxido de calcio*

Ejercicios:

Escribir los peróxidos y superóxidos del grupo IA y IIA.

8.3.2. HIDRUROS

Son compuestos binarios, en la que el hidrógeno se combina con un metal o no metal. Los hidruros pueden ser:

a. Hidruros Metalicos

Son compuestos binarios, que resultan de la combinación de un metal con el hidrógeno. El metal proviene fundamentalmente de

los grupos IA y IIA, en este tipo de compuestos el hidrógeno participa como ion hidruro H-

NOMENCLATURA

Se inicia con la palabra hidruro seguido de la preposición de a continuación el nombre del metal.

Ejemplo:

NaH	***Hidruro de sodio***
CaH_2	***Hidruro de calcio***

EJERCICIOS

Escribir la fórmula y dar el nombre de los hidruros del grupo IA y IIA.

B. Hidruros no Metalicos

Se forma por la combinación de un no metal con el hidrógeno:

No metal + hidrógeno → HIDRURO NO METALICO

Los hidruros no metálicos se clasifican en:

ÁCIDOS BINARIOS

Se forman al combinarse el hidrógeno con un no metal de los VIA y VIIA.

Como estos metales son más electronegativos que el hidrógeno, entonces su número de oxidación es negativo, (VIA: –2, y VIIA: –1) por consiguiente el hidrógeno tiene un número de oxidación +1.

Se les denomina ácidos porque tienen la propiedad de liberar hidrogeniones cuando se disuelven en agua

NOMENCLATURA

Se empieza con la palabra **ácido** seguido del nombre del elemento no metálico terminado en **hídrico**.

Ejemplo:

HCl → Ácido clorhídrico
HI → Ácido yodhídrico

c. Hidruros Especiales

Son aquellos compuestos formados por el hidrógeno y los elementos no metálicos de las familias IIIA, IVA y VA, cuyos nombres y fórmulas se muestran a continuación.

Fórmula	Nombre común	Nombre sistemático
B_2H_6	Diborano	Diborano
CH_4	Metano	Metano
SiH_4	Silano	Silano
NH_3	Amoniaco	Azano
PH_3	Fosfina	Fosfano
AsH_3	Arsina	Arsano
SbH_3	Estibina	Estibano

EJERCICIOS



1. ¿Qué es un hidruro?

2. ¿Cuál es la clasificación de los hidruros?

3. Escriba el nombre de los siguientes compuestos.

a. B_2H_6 **b.** NaH **c.** SrH_2 **d.** CH_4
e. FrH **f.** SrH_2 **g.** MgH_2

4. Escriba la fórmula de los compuestos.

a. Amoniaco
b. Sulfuro de hidrógeno
c. Hidruro de bario
d. Hidruro de cesio
e. Silano
f. Bromuro de hidrógeno
g. Arsina
h. Azano
i. Hidruro de cesio

8.3.3. SALES BINARIAS

Son compuestos binarios y se clasifica en:

a.1. Sales binarias formadas por la reacción de:

Metal + no metal → sal binaria

NOMENCLATURA

Primero se nomina el nombre del no metal terminado en uro, luego la preposición de y finalmente el nombre del metal y entre paréntesis el número de oxidación.

Ejemplo:

a. NaCl →Cloruro de sodio

b. KI →Yoduro de potasio

c. Ni_2S_3 →Sulfuro de niquel (III)

Nombrar:

a. $CuCl_2$ b. FeSe c. Al_2N_3

Escribir la fórmula:

- Bromuro de cadmio
- Seleniuro de mercurio (II)
- Yoduro de oro (III)
- Telururo de cobalto (III)

a.2. Sales binarias formados por la combinación de:

No metal + no metal → sal binaria

NOMENCLATURA

Se inicia nombrando al elemento no metálico más electronegativo

terminado en uro, la preposición de y luego el nombre del elemento no metálico menos electronegativo y entre paréntesis el número de oxidación.

Ejemplo:

a. PCl_3 → cloruro de fósforo (III)

b. CCl_4 → cloruro de carbono (IV)

Nombrar:

a. PCl_5 b. $SiCl_2$

Escribir la fórmula:

a. Yoduro de arsénico (III)

b. Bromuro de antimonio (V)



EJERCICIOS

1. Nombrar los siguientes compuestos:

a. $SiCl_2$ **b.** CCl_2 **c.** PI_5 **d.** PBr_3

2. Al combinarse dos no metales ¿Diga Usted como se nombran estos compuestos?

3. Escriba la fórmula de los compuestos:

a. Cloruro de sodio

b. Sulfuro de níquel (II)

- **c.** Bromuro de potasio
- **d.** Carburo de aluminio
- **e.** Seleniuro de cadmio
- **f.** Cloruro de fósforo (V)
- **g.** Amoniaco
- **h.** Azano
- **i.** Fosfano
- **j.** Metano
- **k.** Cloruro de carbono (IV)
- **l.** Bromuro de calcio
- **m.** Sulfuro de cinc

8.4. FUNCIONES TERNARIAS

Son compuestos formados por tres elementos diferentes. Dentro de ellos se tiene:

8.4.1. HIDROXIDOS

Resultan de la combinación de los óxidos metálicos con el agua, en los cuales es característico la formación del radical hidroxílo (**OH-**).

Óxido metálico + agua → HIDROXIDO

Ejemplo:

$$Na_2O + H_2O \rightarrow NaOH$$
$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

Los hidróxidos tienen la siguiente fórmula: ***M(OH)n***

Donde:

M es el metal

n es el número de oxidación del metal

NOMENCLATURA

Se les inicia nombrando la palabra **hidróxido**, seguido de la preposición **de**, a continuación, el nombre del metal, indicando con números romanos el número de oxidación del metal entre paréntesis.

Ejemplo:

$NaOH$	Hidróxido de sodio
$Ca(OH)_2$	Hidróxido de calcio
$Fe(OH)_3$	Hidróxido de hierro (III)

EJERCICIOS

1. ¿Cuál la fórmula que representa a los hidróxidos?
2. ¿Qué son los hidróxidos?
3. Nombra los siguientes hidróxidos

   a. $FrOH$ b. $Cr(OH)_3$ c. $Hg(OH)_2$

   d. $Mg(OH)_2$ e. $Mn(OH)_4$ f. $Pb(OH)_4$

4. Escriba la fórmula de los siguientes hidróxidos

   a. Hidróxido de galio

   b. Hidróxido de plata

   c. Hidróxido de oro (III)

d. Hidróxido de indio

e. Hidróxido de litio

f. Hidróxido de escandio

g. Hidróxido de plomo (VI)

h. Hidróxido de silicio

8.4.2. OXÁCIDO

Llamados también oxiácidos, ácidos ternarios. Se forma por la combinación de un óxido no metálico con agua.

ECUACIÓN DE FORMACIÓN

Óxido no metálico + agua → OXACIDO

Ejemplo:

$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$

$Cl_2O_5 + H_2O \rightarrow H_2Cl_2O_6 \rightarrow HClO_3$

NOMENCLATURA

Para leer estos compuestos la IUPAC admite la nomenclatura funcional, es decir, se inicia el nombre del compuesto con la palabra ácido, luego el nombre del elemento no metálico teniendo en cuenta la nomenclatura de prefijos y sufijos.

Ejemplo:

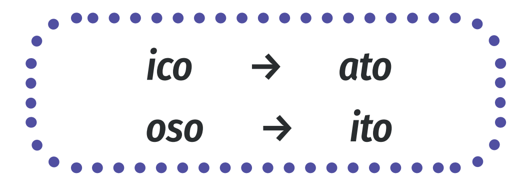
H_2CO_3	*Ácido carbónico*
H_2SO_4	*Ácido sulfúrico*
HNO_3	*Ácido nítrico*
HClO	*Ácido hipocloroso*

RADICALES ANIÓNICOS

Son átomos o moléculas iónicas de carga negativa, que resultan de la pérdida de los hidrógenos de un compuesto ácido.

NOMENCLATURA

Se suprime la palabra ácido y se cambia la terminación del elemento no metálico de la siguiente manera:



Importante: El número de hidrógenos perdidos, indica el número de oxidación del radical



EJERCICIOS

1. Como se forma un oxácido
2. ¿Qué es un radical aniónico?
3. Escribir la fórmula de los siguientes compuestos y radicales.

a. Ácido silícico

b. Ácido perclórico

c. Yodato

d. Ácido bórico

e. Bromato

4. Dar nombre a los siguientes compuestos

a. H_2CO_2 b. SO_4^{-2} c. HNO_3 d. H_2SeO_3

e. TeO_3^{-2} f. HIO g. BrO^{-1}

a. Oxácidos Polihidratados

Los ácidos polihidratados se forman cuando los óxidos no metálicos se combinan con uno o más moléculas de agua; para su formación.

NOMENCLATURA

Se debe tener presente los sufijos teniendo en cuenta el número de moléculas de agua que intervienen en la combinación, según la tabla:

GRUPO IMPAR	PREFIJO	GRUPO PAR
1 Oxido no metálico + $1H_2O$	Meta	1 óxido no metálico + $1H_2O$
1 Oxido no metálico + $2H_2O$	Piro	2 óxido no metálico + $1H_2O$
1 Oxido no metálico + $3H_2O$	Orto	1 óxido no metálico + $2H_2O$

Ejemplo:

***1.* Elemento con valencia impar**

P_2O_5 + $1H_2O$ → $H_2P_2O_6$ HPO_3 *Acido metafosfórico*
P_2O_5 + $2H_2O$ → $H_4P_2O_7$ *Acido pirofosfórico*
P_2O_5 + $3H_2O$ → $H_6P_2O_8$ H_3PO_4 *Acido Ortofosfórico*

2. Elemento con valencia par

SO_3 + $1H_2O$ → H_2SO_4 *Acido metasulfúrico*
$2SO_3$ + H_2O → $H_2S_2O_7$ *Acido pirosulfúrico*
SO_3 + $2H_2O$ → H_4SO_5 *Acido Ortosulfúrico*

ATENÇÃO

Es necesario tener en cuenta que ya no se toma en cuenta el término META y ORTO para algunos casos. El prefijo META en aquellos ácidos formados con elementos C, S, Se y Te; el prefijo ORTO en los elementos B, P, As y Sb.

Ejemplo:

H_3PO_4 *Ácido Ortofosfórico o ácido fosfórico*
H_2SO_4 *Ácido metasulfúrico o ácido sulfúrico*
H_3PO_3 *Ácido Ortofosfóroso o ácido fosfóroso*

b. Poliácidos

Resulta al combinarse una molécula de agua con más de una molécula de óxido ácido:

n ÓXIDO ÁCIDO + 1 H_2O → POLIÁCIDO

n = 1, 2, 3, 4, etc.

NOMENCLATURA

Se usa el mismo nombre del oxácido, pero en este caso se utilizará prefijos para diferenciarlos. Estos prefijos son aquellos que nos indique el número de elementos o átomos no metálicos en la molécula:

Di	*para 2 átomos no metálicos*
Tri	*para 3 átomos no metálicos*
Tetra	*para 4 átomos no metálicos*

Ejemplo:

$2CrO_3 + H_2O \rightarrow H_2Cr_2O_7$	*Ácido Dicromico*
$2SO_3 + H_2O \rightarrow H_2S_2O_7$	*Ácido disulfúrico*
$2B_2O_3 + H_2O \rightarrow H_2B_4O_7$	*Ácido Tetrabórico*

Atención: Algunos metales de transición pueden formar oxácidos con sus números de oxidación mayores. Los más comunes son:

Cr, Mo, Mn, Zn, Sn, Pb, Bi

Estos metales forman ácidos reaccionando con una sola molécula de agua.

EJERCICIOS



1. ¿Por qué se dice que son ácidos polihidratados?
2. Son poliácidos porque:
   - a. Los no metales reaccionan con muchas moléculas de agua
   - b. Se combinan 2 aguas con 2 no metales
   - c. Se forma por la combinación de una molécula de agua y más de una molécula de óxido básico
   - d. Reacciona más de un óxido ácido con una molécula de agua.
3. Dar nombre al oxácido correspondiente:
   - a. $H_4As_2O_7$ b. $H_4Sb_2O_5$ c. $H_2Te_2O_7$
   - d. H_2SO_3 e. H_3BO_4
4. Escribir la fórmula de los siguientes compuestos:
   - a. Ácido piroantimonioso
   - b. Ácido dicromico
   - c. Tetraborato
   - d. Pirofosfito
   - e. Ácido pirocarbonico
   - f. Ortoantimonato
   - g. Carbonato
   - h. Sulfito

c. Oxisales Neutras



Se forman por la reacción de los ácidos oxácidos con los hidróxidos; teóricamente resultan de sustituir los hidrógenos del oxácido por iones metálicos

Ácido + Hidróxido → Oxisal neutra + agua

Ejemplo:

a. $HNO_3 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + H_2O$

b. $H_2SO_4 + Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$

Completar:

1. $H_3PO_4 + Pb(OH)_4 \rightarrow$

2. $H_2B_4O_7$ + ... → $Na_2B_4O_7$ + ...

La sal es neutra porque carece en su fórmula de H +y OH

NOMENCLATURA

Para darles el nombre primero se enuncia el nombre del radical seguido de la preposición de y luego el nombre del metal o radical positivo.

$NaNO_3$	*Nitrato de sodio*
NaClO	*Hipoclorito de sodio*
$CuSO_3$	*Sulfito de cobre (II)*



EJERCICIOS

1. Nombrar los siguientes compuestos

   a. $Fe(NO_3)_2$ **b.** $ZnCO_3$ **c.** AuIO

   d. $CoSO_3$ **e.** KNO_2

2. Escribir la fórmula de los compuestos:

   a. Silicato de litio

   b. Borato de calcio

   c. Dicromato de potasio

   d. Pirofosfato de magnesio

8.5. COMPUESTOS CUATERNARIOS

Son compuestos inorgánicos formados por cuatro elementos diferentes.

8.5.1. OXISALES ÁCIDAS

Resultan de la sustitución parcial de los hidrogeniones de los ácidos por un catión.

Ejemplo:

$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow Ca(HSO_4)_2 + H_2O$

$KOH + H_2CO_3 \rightarrow KHCO_3 + H_2O$

$Mg(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2 + H_2O$

Se caracterizan por presentar uno o más hidrogeniones en su fórmula

NOMENCLATURA

Se les nombra primero con la palabra hidrógeno antepuesto por los prefijos mono, di, tri, etc. Según el número de hidrogeniones presentes en la fórmula del compuesto, seguido del nombre del radical anionico, la preposición de y luego el nombre del metal o catión, indicando el número de oxidación del metal en números romanos y entre paréntesis.

Ejemplo:

$NaHSO_4$	***Monohidrógeno sulfato de sodio***
$KH2PO_4$	***Dihidrógeno fosfato de potasio***

8.5.2. OXISALES BASICAS

Resultan de la sustitución parcial de los hidroxílo (OH) de un hidróxido, por un grupo anionico.

Ejemplo:

$$Ca(OH)_2 + HNO_2 \rightarrow Ca(OH)NO_2$$
$$Fe(OH)_3 + HClO \rightarrow Fe(OH)_2 ClO$$

NOMENCLATURA

Se les nombra primero con la palabra hidroxi antepuesto por los prefijos mono, di, etc, que indique el número de hidroxilos, a continuación el nombre del radical anionico seguido de la preposición de y finalmente el nombre del nombre del metal o radical positivo, indicando el número de oxidación del metal.

$Ca(OH)NO_2$	*Hidroxi nitrito de calcio*
$Fe(OH)_2 ClO$	*Dihidroxi hipoclorito de hierro(III)*
$Au(OH)_2IO_3$	*Dihidroxi yodato de oro (III)*

8.5.3. OXISALES DOBLES

Son compuestos que en su fórmula presentan dos o más cationes diferentes, unidos a un radical aniónico.

NOMENCLATURA

Se siguen las reglas conocidas para las sales neutras, nombrando los metales.

Ejemplo:

$KNaSO_4$	*Sulfato de sodio y potasio*
$AgLiCO_3$	*Carbonato de litio y plata*

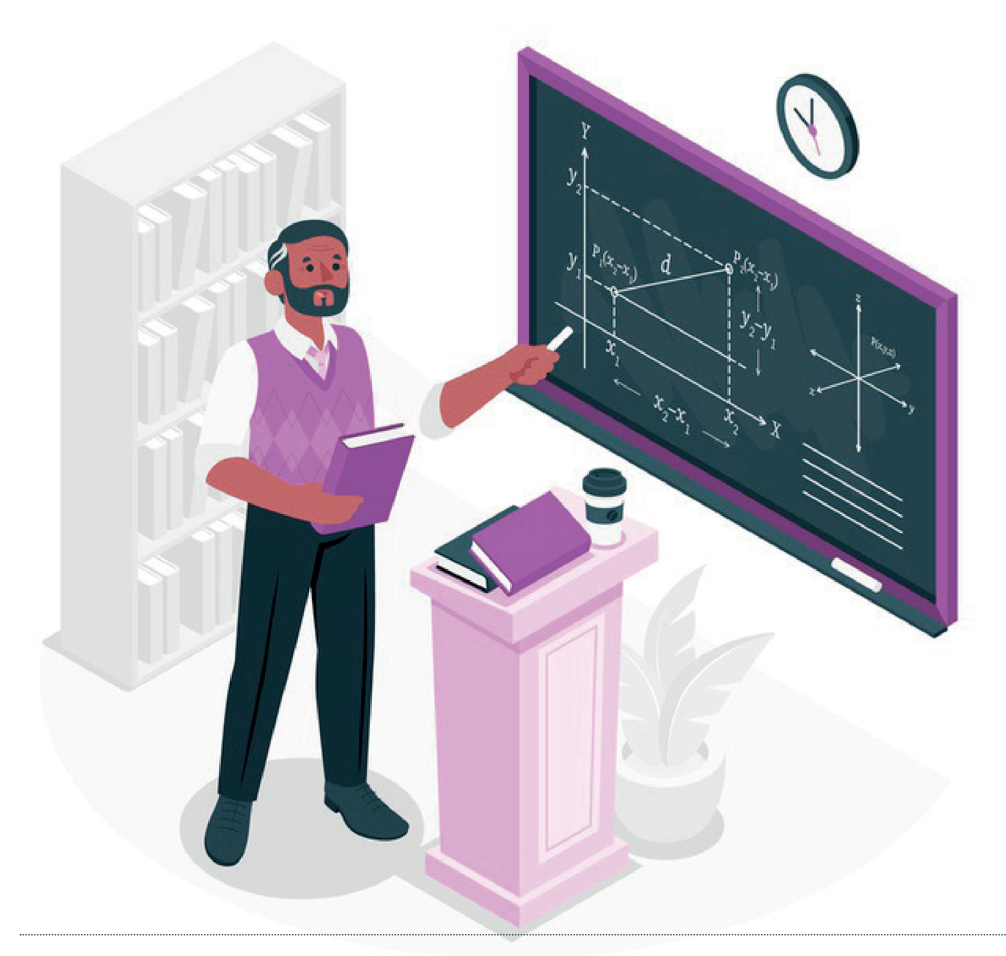


EJERCICIOS

1. ¿Cuál es la diferencia entre una sal ácida y una sal básica?
2. ¿Porque se dice compuesto cuaternario?
3. Nombrar los siguientes compuestos:

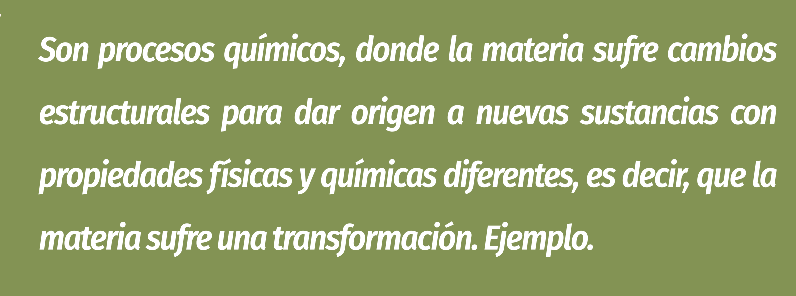
a. $PtOHPO_4$ **b.** $AlOHSeO$ **c.** $Sc(OH)_2BrO_4$

d. $KHSiO_3$ **e.** $HgHTeO_4$ **f.** $CuHAsO_4$



9. REACCIONES QUÍMICAS





Son procesos químicos, donde la materia sufre cambios estructurales para dar origen a nuevas sustancias con propiedades físicas y químicas diferentes, es decir, que la materia sufre una transformación. Ejemplo.

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

9.1. ECUACION QUIMICA.

Es la representación esquemática de una reacción. Las sustancias que reaccionan se llaman **reactantes**

y las sustancias que se forman se llaman **productos**, el sentido de la reacción se indica a través de **flechas** y la ecuación química debe cumplir con la Ley de conservación de la materia.

Ejemplo:



La energía implicada en el desarrollo de la reacción se denomina ENTALPÍA y el grado de desorden molecular que alcanzan las especies luego de la ruptura de enlaces se denomina ENTROPÍA.

9.2. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Las reacciones químicas se clasifican en función a diversos criterios, entre los principales tenemos:

9.2.1. DE ACUERDO AL AGRUPAMIENTO MOLECAR:

1. REACCIONES DE COMPOSICIÓN. También se denomina de adición, de combinación o síntesis; es cuando se combinan dos o más sustancias para formar otro de mayor masa molecular.

$$A + B \rightarrow AB$$

Ejemplo:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$
$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

2. REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN. Es cuando un solo reactivo se descompone para formar dos o más sustancias. Muchos compuestos se comportan de esta forma cuando se calientan.

$$AB \xrightarrow[\Delta]{} A + B$$

Ejemplo:

$$CaCO_3 \xrightarrow[\Delta]{} CaO + CO_2$$

$$KClO_3 \xrightarrow[\Delta]{} KCl + 3O_2$$

3. REACIONES DE DESPLAZAMIENTO. También denominado de simple sustitución. Es cuando un elemento sustituye a otro en un compuesto. (Con frecuencia los elementos son el hidrógeno o un metal).

$$A + BC \rightarrow AB + C$$

Ejemplo.

$$2Ag + 2HCl \rightarrow 2AgCl + H_2$$

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

4. REACCIONES DE DOBLE SUSTITUCIÓN. También se denomina de doble desplazamiento o METÁTESIS. Se presenta cuando dos elementos se desplazan de sus respectivos compuestos, es decir, se sustituyen mutuamente.

$$AB + CD \rightarrow AC + BD$$

Ejemplo:

$$BaBr_2 + K_2SO_4 \rightarrow 2K\,Br + BaSO_4$$
$$Ca(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$$



EJERCICIOS

1. ¿A qué tipo de reacción pertenece las siguientes ecuaciones químicas?

   a. $CaO + SO_3 \rightarrow Ca\,SO_4$

   b. $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$

   c. $2NaHCO_3 \underset{\Delta}{\rightarrow} Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$

   d. $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

   e. $Fe + CuSO_4 \rightarrow SO_4 + Cu$

   f. $Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$

   g. $2Bi(NO_3)_3 + H_2S \rightarrow 6HNO_3 + Bi_2S_3$

   h. $Cl_2 + 2KI \rightarrow 2KCl + I_2 \uparrow$

   i. $NaOH + H_3PO_4 \rightarrow NaH_2PO_4 + H_2O$

2. ¿Qué es una reacción de síntesis?

3. Una reacción de metátesis es:
   - **a.** Denominado también de desplazamiento
   - **b.** Cuando un elemento sustituye a otro de un compuesto
   - **c.** La producción de otros más simples
   - **d.** Cuando hay una sustitución mutua entre dos elementos
4. Las partes de una ecuación química es:
   - **e.** compuestos, sustancias y sentido
   - **f.** reactantes, sentido y calor
   - **g.** reactantes y productos
   - **h.** reactantes, sentido y productos
5. Una reacción química se define como:
   - **a.** Una mezcla de reactantes
   - **b.** Una combinación que no altera las propiedades de los reactantes
   - **c.** La transformación de reactantes en productos
   - **d.** La unión de reactantes
6. ¿Qué es entropía y entalpía?
7. Que significa los siguientes símbolos en una ecuación química:
   - **a.** →
   - **b.** ←
   - **c.** →
   - **d.** $\underset{\Delta}{\rightleftarrows}$

9.2.2. DE ACUERDO AL SENTIDO

1. REVERSIBLE. Es aquella reacción que se realiza simultáneamente en ambos sentidos y en la ecuación química se identifica colocando.

Reactante $\rightleftarrows$ ***Productos***

Ejemplo:

a. $NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4OH$

b. $CO + H_2O \rightleftarrows CO_2 + H_2$

c. $H_2CO_3 \rightleftarrows CO_2 + H_2O$

d. $4HCl + O_2 \rightleftarrows 2Cl_2 + 2H_2O$

2. IRREVERSIBLE. Es aquella reacción que se realiza en un solo sentido y en la ecuación se identifica colocando →.

Reactante → ***Productos***

Ejemplo:

a. $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$

b. $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

c. $2AgNO_3 + 2Hg \rightarrow 2Ag + Hg_2(NO_3)_2$

9.2.3. DE ACUERDO A SU ENERGÍA

De acuerdo a la energía que libera o absorbe una reacción química, puede ser:

1. EXOTÉRMICA. Son aquellas reacciones donde se libera o emite energía.

Ejemplo:

a. $S + O_2 \rightarrow SO_2$ **ΔH = - 70.96Kcal/mol**

b. $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O +$ **ΔH = - 13.68Kcal/mol**

2. ENDOTÉRMICAS. Son aquellas reacciones donde se absorben energía.

Ejemplo:

a. $H_2 + I_2 \rightarrow HI$ **ΔH = 6Kcal/mol**

b. $CaO + CO_2 \rightarrow Ca + CO_2$ **ΔH = 246Kcal/mol**



La energía que se libera o absorbe puede ser calorífica. Esa energía se denomina CALOR DE REACCIÓN O ENTALPÍA (H). Por consiguiente:

- Para una reacción exotérmica el calor de reacción o ΔH es **NEGATIVA**
- Para una reacción endotérmica el calor de reacción o ΔH es **POSITIVA**

9.2.4. REACCIONES ESPECIALES

1. REACCIONES DE COMBUSTIÓN. Son reacciones donde una sustancia se combina con el oxígeno y como consecuencia se desprende

calor y/o luz. Las reacciones de combustión para sustancias orgánicas pueden ser:

- **Completa**. Es aquella donde participa la suficiente cantidad de oxígeno originando CO_2 y H_2O.
- **Incompleta**. En esta reacción existe deficiencia de oxígeno y por tal motivo se produce CO y H_2O.

Ejemplo:

a. $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

b. $2CH_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO + 4H_2O$



EJERCICIOS

1. Las siguientes ecuaciones químicas a que tipo pertenecen:

a. $CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

b. $HCl + FeCl_3 \rightarrow H_2 + FeCl_3$

c. $2Co(OH)_2 + 6HCl \rightarrow 2CoCl_2 + 6H_2O$

d. $CaCO_3 \underset{\Delta}{\rightarrow} CaO + CO_2 \quad \Delta H = 177.8KJ$

e. $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 \quad \Delta H = -65.2KJ$

f. $Na + H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$

g. $2CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + 7O_2 \rightarrow 6CO + 8H_2O$

2. ¿Cuál es el valor de la entalpía de una reacción exotérmica?

3. Cuando una reacción de combustión es incompleta y completa.

4. ¿Qué tipo de sustancias fundamentalmente sufren una reacción de combustión?

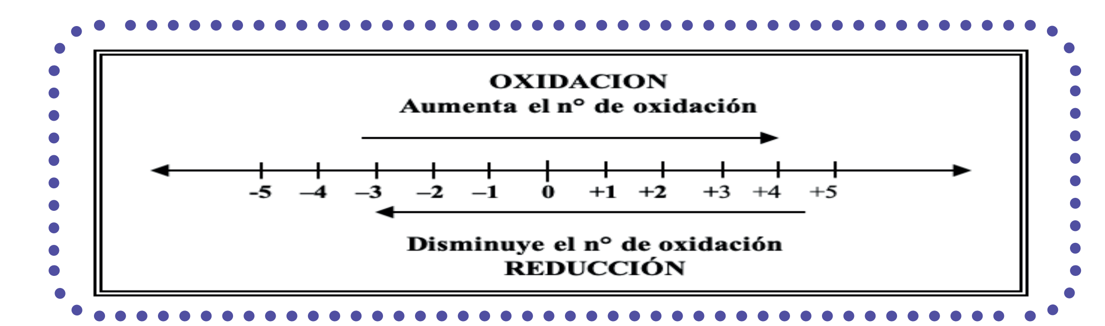
5. Las siguientes simbologías → y ⇄ a qué tipo de reacciones representa.

9.2.5. REACCIONES DE REDUCCIÓN Y OXIDACIÓN

Son también llamadas reacciones redox, son aquellas en las cuales se produce un cambio en el número de oxidación de dos o más elementos, en estas reacciones se produce ganancia y perdida de electrones. El átomo que pierde electrones se oxida y el átomo que gana electrones se reduce.

OXIDACIÓN. Es el elemento que pierde electrones, por consiguiente incrementa su número de oxidación.

REDUCCIÓN. Es el elemento que gana los electrones, por consiguiente disminuye su número de oxidación.



AGENTE OXIDANTE. Es la sustancia que se reduce, por tanto es la que permite la oxidación de otra sustancia.

AGENTE REDUCTOR. Es la sustancia que se oxida, por tanto es el que permite la reducción de otra sustancia.

Ejemplo: Dada la ecuación química:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

Para determinar que elemento se oxida y se reduce, se sigue los siguientes pasos:

- Se determina el número de oxidación de cada uno de los elementos constituyentes de la ecuación química.

$$Zn + 2H^{+1}Cl^{-1} \rightarrow Zn^{+2}Cl^{-1}_2 + H^0_2$$

- Se identifica que elementos sufren cambios en su número de oxidación de reactantes a productos.

$$Zn^0 + 2H^{+1}Cl \rightarrow Zn^{+2}Cl_2 + H_2^0$$

- Se escribe en forma separada, para determinar que elemento se oxida, se reduce, quien es el agente oxidante, el agente reductor, cuantos electrones pierde o gana.

$$Zn^0 - 2e^- \rightarrow Zn^{+2}$$
$$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$$

Practicar:

En las siguientes reacciones determinar el elemento que se oxida, reduce, agente oxidante, agente reductor y cuantos electrones pierde y gana.

a. $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

b. $NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow S + HNO_3 + H_2O$

c. $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow KCl + CrCl_3 + Cl_2 + H_2O$



EJERCICIOS

1. Una reacción de óxido – reducción es aquella:
   a. cuando los reactantes se transforman en productos
   b. en la que existe un cambio
   c. en el que los elementos cambian de número de oxidación
   d. cuando por lo menos dos elementos cambian su número de valencia
   e. cuando por lo menos dos elementos cambian su número de oxidación.
2. Defina los siguientes términos.

a. Oxidación.-

b. Reducción.-

c. Agente reductor.-

d. Agente oxidante.-

3. ¿Cuál de las reacciones siguientes pertenece a una reacción redox?

a. $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$

b. $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

c. $H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_3 + 2HCl$

d. $2K + 2H_2O \rightarrow H_2 + 2KOH$

e. $Sr(NO_3)_2 + (NH_4)_2CO_3 \rightarrow SrCO_3 + 2NH_4NO_3$

f. $CuS + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + S + NO + H_2O$

g. $H_3PO_3 + 3NaOH \rightarrow Na_3PO_3 + 3H_2O$

h. $KClO_3 + Na_2SnO_2 \rightarrow KCl + Na_2SnO_3$

i. $ZnS + KMnO_3 + H_2SO_3 \rightarrow ZnSO_3 + S + MnSO_3 + H_2O + K_2SO_3$

j. $I_2 + 5Cl_2 + 6H_2O \rightarrow 2HIO_3 + 10HCl$

4. En las siguientes ecuaciones químicas, Determinar:

i. ¿Qué elemento se oxida y reduce?
ii. ¿Quién es el agente reductor y oxidante?
iii. ¿Cuántos electrones pierde y gana?

a. $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$

b. $KClO_3 + Na_2SnO_2 \rightarrow KCl + Na_2SnO_3$

c. $ZnS + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + S + MnSO_4 + H_2O + K_2SO_4$

d. $I_2 + 5Cl_2 + 6H_2O \rightarrow 2HIO_3 + 10HCl$

e. $As_2S_3 + HNO_3 \rightarrow H_3AsO_4 + SO_2 + NO_2 + H_2O$

9.3. BALACE DE ECUACIONES QUÍMICAS

Para que una ecuación sea correcta debe estar balanceada, es decir, que el número de átomos de cada elemento debe ser igual en ambos miembros de la ecuación. (reactantes y productos).

Si una ecuación esta balanceada, expresa la ley de la conservación de la materia, que dice "La materia no se crea ni se destruye solo se transforma".

Existen cuatro métodos principales para balancear ecuaciones químicas:

- Por tanteos
- Por coeficientes indeterminados
- Por electrón – valencia
- Por ion electrón.

9.3.1. MÉTODOS DE BALANCEO

1. MÉTODO DE TANTEOS

Consiste en calcular los coeficientes de la ecuación química por tanteo, y se realiza en ecuaciones sencillas.

Se recomienda empezar por los elementos que forman parte de un compuesto: primero por los metales, segundo los no metales, tercero el hidrógeno luego el oxígeno y finalmente aquellos elementos que no están combinados.

Ejemplo:

1. En la combustión completa del pentano:

$$C_5H_{12} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Solución:

- Ponemos 5 delante del CO_2 para tener 5 "C" también en los productos.

$$C_5H_{12} + O_2 \rightarrow 5CO_2 + H_2O$$

- Ponemos 6 delante del H2O para tener también 12 "H" en los productos.

$$C_5H_{12} + O_2 \rightarrow 5CO_2 + 6H_2O$$

- Ya tenemos los coeficientes de los productos y esto ha originado allí 16 "O", por lo tanto, ponemos un 8 delante del O_2, con lo que se concluye el balanceo

$$C_5H_{12} + 8O_2 \rightarrow 5CO_2 + 6H_2O$$

2. Balancear las siguientes ecuaciones:

a. $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$

b. $H_2SO_4 + Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$

c. $BaCl_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2O \rightarrow BaCrO_4 + KCl + HCl$

d. $SrCl_2 + (NH_4)_2CO_3 \rightarrow SrCO_3 + NH_4Cl$

e. $NH_4NO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow NH_3 + H_2O + Ca(NO_3)_2$

f. $Hg(NO_3)_2 + KI \rightarrow HgI_2 + KNO_3$

g. $Ba(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow Ba(NO_3)_2 + H_2O$

h. $Na_3AlO_3 + H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + NaOH$

EJERCICIOS



1. Balancear las siguientes ecuaciones químicas por el método de tanteos:

a. $C_6H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

a. $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO + H_2O$

a. $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + NO_2 + O_2$

2. La suma de los coeficientes de los productos de la siguiente ecuación química es:

a. $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

b. $C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

c. $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

3. La suma de los coeficientes de la siguiente ecuación es:

a. $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$

b. $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

4. La suma de los coeficientes de los reactantes de la ecuación química es:

a. $C_3H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

b. $H_2SO_4 + Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$

2. MÉTODO DE LOS COEFICIENTES INDETERMINADOS

Es un método algebraico, por esta razón el estudiante debe saber resolver un sistema de ecuaciones algebraicas.

PROCEDIMIENTO:

- Reconociendo que sustancias son reactantes y productos, se escribe delante de cada sustancia un coeficiente literal, este coeficiente indica el número de átomos o de moléculas según el tipo de sustancia.
- Como el número de átomos en ambos miembros debe ser el mismo, se igualan los elementos formando un sistema de N incógnitas y N-1 ecuaciones.

- Como nos falta una ecuación para resolver el sistema damos un valor numérico (el mínimo a cualquiera de las incógnitas) y se resuelve el sistema.
- Si falta otra ecuación se asume otro valor numérico más a otra variable, de tal manera que cumpla el balance respectivo.
- Como los coeficientes deben ser números enteros a los valores obtenidos (fraccionario) se les multiplica por su común denominador y el resultado se reemplaza en la ecuación original.
- Por último se verifica la ecuación.

Ejemplo:

1. Balancear la ecuación:

$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$$

Solución:

1. $aCu + bHNO_3 \rightarrow cCu(NO_3)_2 + dNO + eH_2O$

2.
$Cu: a = c$ (x)
$N: b = 2c + d$ (y)
$H: b = 2e$ (z)
$O: 3b = 6c + d + e$ (w)

3. Asumiendo:
Si e = 1 entonces e en (z)
entonces b = 2
(y) en (w)

$$3(2c + d) = 6c + d + e$$
$$6c + 3d = 6c + d + e$$
$$6c + 3d - 6c - d = e$$
$$2d = e$$
$$d = ½$$

b y d en (y)

$$2 = 2c + ½$$
$$2 - ½ = 2c$$
$$3/2 = 2c$$
$$c = ¾$$

c en (x)

$$a = ¾$$

a = ¾ b = 2 c = ¾ d= ½ e = 1

4. Multiplicando (x4) a todas las variables:
entonces: a = 3 b= 8 c = 3 d = 2 e = 4

5. 3Cu + 8HNO3 → $3Cu(NO_3)_2$ + 2NO + $4H_2O$



EJERCICIOS

1. Balancear las siguientes ecuaciones:

a. $Hg(NO_3)_2 + KI \rightarrow HgI_2 + KNO_3$

b. $Ba(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow Ba(NO_3)_2 + H_2O$

c. $Na_3AlO_3 + H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + NaOH$

d. $KMnO_4 + C_6H_{12}O_6 \rightarrow CO_2 + MnO + H_2O + K_2CO_3$

NÚMERO DE OXIDACIÓN.- (NO)

Es la carga neta o aparente de un elemento en un enlace químico.

Las reglas que permiten hallar el número de oxidación son los siguientes:

a. Todo elemento cuando no se halla combinado tiene NO igual a cero.

Na^{o} $Cl2^{o}$ $O2^{o}$ Cu^{o} Ag^{o}

b. El hidrógeno, en sus compuestos, actúa con NO igual a +1, excepto cuando se combina con los metales (hidruros) que actúa con NO = -1.

$\overset{+1}{H}Cl$ $\overset{+1}{H}NO_3$ $\overset{+1}{H_2}CO_3$

NaH^{-1} CaH^{-1} LiH^{-1}

c. El oxígeno siempre actúa con NO = -2, excepto en los peróxidos que actúa con –1, superóxidos con –1/2 y cuando se combina con el fluor que actúa con +2.

$H_2Se\overset{-2}{O_4}$ $Na_3Al\overset{-2}{O_3}$ $K_2Cr\overset{-2}{O_4}$

d. Los alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs y Fr) en sus compuestos siempre actúa con N.O = +1.

e. Los alcalinos térreos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra) en sus compuestos siempre actúan con N.O = +2.

f. La carga negativa se atribuye al átomo más electronegativo.

g. En todo compuesto neutro, la suma algebraica de los N.O es igual a cero.



EJERCICIOS

1. Determinar los números de oxidación de todos los elementos, que a continuación se da:

a. a. $H_4P_2O_7$	**b.** KNO_3	**c.** NiS	**d.** $KClO_4$
e. K_2CrO_4	**f.** H_2O_2	**g.** $Fe(NO_3)_2$	
h. Li_2SeO_3	**i.** Na_2HPO_4	**j.** HI	**k.** $NaHCO_3$
l. $Fe(OH)_2NO_3$	**m.** CaB_4O_7.	**n.** $Fe_2(SO_4)_3$	**o.** H_3PO_3

3. MÉTODO ELECTRÓN – VALENCIA

Llamado también método del número de oxidación o simplemente redox, se basa en el cambio del número de oxidación que experimentan algunos elementos dentro de una reacción química.

El procedimiento para balancear una ecuación redox por el método del número de oxidación es el siguiente:

1. Escribir la ecuación no balanceada.
2. Asignar los números de oxidación e identificar los elementos que sufren cambios en su número de oxidación.

3. Escribir las semi - reacciones de oxidación y reducción mostrando la pérdida y ganancia de electrones.

4. Balancear las semireacciones e igualar el número de electrones perdidos y ganados.

5. Sumar las semireacciones balanceadas y transferir los coeficientes a la ecuación original.

6. Balancear en la ecuación los elementos restantes por el método de tanteo.

a. $ZnS^{+2\,-2} \quad + \quad O_2^{0} \quad \rightarrow ZnO^{+2-2} \quad + \quad SO_2^{+4-2}$

$3x \quad O_2^{\circ} \quad + \quad 4e^{-} \,{}^{-2} \quad \rightarrow \quad 2O$ (reducción, agente oxidante)

$2x \quad S^{-2} \quad - \quad 6e^{-} \quad \rightarrow \quad S^{+4}$ (oxidación, agente reductor)

$3O_2^{\circ} \quad + \quad 12e^{-} \quad \rightarrow \quad 6O^{-2}$

$2S^{-2} \quad - \quad 12e^{-} \quad \rightarrow \quad 2S^{+4}$

$3O_2^{\circ} \quad + \quad 2S^{-2} \quad \rightarrow \quad 6O^{-2} \quad + \quad 2S^{+4}$

$2ZnS \quad + \quad 3O_2 \quad \rightarrow \quad 2ZnO \quad + \quad 2SO_2$

b. $K \quad + \quad H_2O \quad \rightarrow \quad KOH \quad + \quad H_2$

c. $Cu(NO_3)_2 \quad \rightarrow \quad CuO \quad + \quad NO_2 \quad + \quad O_2$



EJERCICIOS

1. Balancear las ecuaciones por el método electrón-valencia:

   a. a. $KMnO_4$ + $FeSO_4$ + H_2SO_4 → K_2SO_4 + $MnSO_4$ + $Fe_2(SO_4)_3$ + H_2O

   b. b. KNO_3 → KNO_2 + O_2

   c. c. HCl + $AgNO_3$ → $AgCl$ + HNO_3

   d. $KMnO_4$ + KCl + H_2SO_4 → $MnSO_4$ + K_2SO_4 + H_2O + Cl_2

4. MÉTODO DEL ION-ELECTRÓN

El procedimiento para balancear una ecuación de oxidación - reducción por el método del ion electrón es el siguiente:

1. Escriba la ecuación no balanceada.
2. Identifique los elementos que sufren cambios en su número de oxidación.
3. Escriba las semireacciones de oxidación y reducción con iones.
4. Balancea en las semireacciones los elementos; si la reacción ocurre en medio ácido agregar hidrogeniones al primer miembro, y agua en el segundo miembro. En cambio, si la reacción ocurre en medio básico, agregar iones oxidrilo en el primer miembro y agua en el segundo. En algunas reacciones que ocur-

ren en medio básico en lugar de oxidrilos se suele utilizar agua.

5. Balancea las cargas de las semireacciones e igualar los electrones perdidos y ganados.

6. Suma las semireacciones y transferir los coeficientes a la ecuación original, si es necesario completar el balanceo por tanteo.

1. $\overset{+7}{KMnO_4} + \overset{-1}{HCl} \rightarrow KCl + \overset{+2}{MnCl_2} + H_2O + \overset{0}{Cl_2}$

$2x\ \overset{-1}{MnO_4} + \overset{+1}{8H} + 5e^- \rightarrow \overset{+2}{Mn} + 4H_2O$

$5x\ \overset{-1}{2Cl} - 2e^- \rightarrow Cl_2°$

$\overset{-1}{2MnO_4} + \overset{+1}{16H} + 10e \rightarrow \overset{+2}{2Mn} + 8H_2O$

$\overset{-1}{10Cl} - 10e \rightarrow 5Cl_2°$

$\overset{-1}{2MnO} + \overset{+1}{16H} + \overset{-1}{10Cl} \rightarrow \overset{+2}{2Mn} + 8H_2O + \overset{0}{Cl_2}$

$2KMnO_4 + 16HCl \rightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2$

2. $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$

3. $Cl_2 + NaOH \rightarrow NaCl + NaClO_3 + H_2O$

4. $Cr(OH)_3 + Cl_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$

EJERCICIOS



1. Balancear las siguientes ecuaciones por el método ión-electrón:

a. $KClO_3 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow KCl + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$

b. $HNO_3 + H_2S \rightarrow NO + S + H_2O$

c. $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

d. $CuS + HNO_3 \rightarrow S + NO + H_2O + Cu(NO_3)_2$

e. $Na_3CrO_3 + Cl_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$



10. UNIDADES QUÍMICAS



10.1. MASA ATÓMICA

Por acuerdo internacional, un átomo del isótopo de carbono que tiene seis protones y seis neutrones (llamado carbono 12) presenta una masa exactamente de 12 unidades de masa atómica (uma). Este átomo de carbono 12 sirve como patrón, de modo que una unidad de masa atómica (uma) se define como una masa exactamente igual a 1/12 de la masa de un átomo de carbono.

La masa atómica promedio de un elemento, se obtiene tomando en cuenta las masas isotópicas y el porcentaje de abundancia de cada uno de los isótopos estables de un elemento. La masa atómica promedio de cada elemento expresado en uma, también se conoce como peso atómico

a. ATOMO – GRAMO (at-g). El átomo gramo (at-g) de un elemento es su peso atómico expresado en gramos.

Elemento	Peso atómico (uma)	Átomo-gramo (g)
K	39	39
Br	80	80
Ag	108	108

10.2. MASA MOLECULAR. (M).

Llamado también peso molecular. Se trata del peso relativo de una molécula y se obtiene sumando los pesos atómicos de aquellos elementos (átomos) que forman la molécula.

Ejemplo:

a.		**N° de at.**		**P.A.**	
H_2O	O:	1	x	16	= 16 +
	H:	2	x	1	= 2
					18uma

b. Hallar el peso molecular: (P.A: H = 1, S = 32, O = 16, Li = 7)

1. H_2SO_4 2. Li_2SO_4

a. PESO MOLECULAR – GRAMO

(mol-g). Es el peso molecular expresado en gramos.

Hallar el peso molecular-gramo:

(P.A: Cu = 63.5, S = 32, O = 16, H = 1, Na = 23, P = 31, C = 12, K = 39, B = 11)

a. $CuSO_4.5H_2O$

b. Na_2HPO_4

c. CH_3-CHOH-CH_2-CH_2-COOH

d. $K_2B_4O_7$

EJERCICIOS



1. ¿Qué es el peso atómico?
2. ¿Qué elemento se toma como base para hallar el peso atómico de los elementos?
3. ¿Cómo se halla el número de at-g de un elemento?
4. ¿Cuántos at-g de calcio pesan 80g? (PA: Ca = 40)
5. En 1080g de plata ¿Cuántos at-g de este metal se encuentran? (Ag = 108)
6. ¿Qué es el peso molecular – gramo?
7. Hallar el peso molecular – gramo del:

   a. permanganato de potasio.
   b. Ácido sulfúrico
   c. Carbonato de sodio
   d. Nitrito de calcio
   e. Ácido fosfórico
   f. Hidróxido de hierro (III)

(**PA:** Mn = 55, K = 39, O = 16, Na = 23, S = 32, H = 1, C = 12, N = 14, Ca = 40, P = 31, Fe = 56)

8. Hallar el peso molecular de: (P.A: Ba = 137, Cl = 35.5, H = 1, O = 16, Fe = 56, Pb = 207

   a. $BaCl_2.2H_2O$ b. $Fe(OH)_3$ c. $Pb(OH)_2(ClO_3)_2$

b. MOL. Puesto que no todos los compuestos están formados por moléculas, se usa el término MOL para expresar el peso en gramos de una sustancia que contiene 6.02 x 10^{23} entidades químicas (átomos, moléculas, unidades de iones, etc.)

1 mol = 6.022 x 10^{23} entidades químicas

Este número se llama número de AVOGADRO, en honor del científico italiano Amadeo Avogadro.

FORMULA PESO (Uma)		PESO DE UN MOL (g)	NUMERO EN UN MOL	TIPO DE ENTIDADES
O	15.999	15.999	6.02X10^{23}	átomos de oxígeno
O2	31.998	31.998	6.02X10^{23}	moléculas de oxigeno
Ag	107.87	107.87	6.02X10^{23}	átomos de plata
Ag^{+}	107.87	107.87	6.02X10^{23}	iones de plata
H^2SO^4	98.06	98.06	6.02X10^{23}	moléculas de ac. Sulfúrico

CALCULO DEL NÚMERO DE:

A. ÁTOMO – GRAMO (n° at-g)

$$n°at - g = \frac{W}{P.A}$$

Donde:

W = masa del elemento

P.A. = peso atómico

Ejemplo:

1. Hallar el número de at-g existentes en 390g de potasio. (P.A. K = 39)

DATOS:

n° at-g = ?

W = 390g K

PA = 39

$$n° \, at - g = \frac{w}{PA}$$

$$n° \, at - g = \frac{390}{39}$$

$$n° \, at\text{-}g = 10$$



EJERCICIOS

1. Cuantos at-g de silicio pesan 140g de este elemento. (P.A: Si = 28)
2. 20 at-g de cinc ¿Cuántos gramos pesa? (P.A: Zn = 65)
3. Si 10 at-g de hierro pesa 558g ¿Cuál será su peso atómico del hierro?
4. Hallar el número de at-g que existen en 30.1×10^{23} at. de carbono. (P.A: C = 12)

B. LA MOLÉCULA – GRAMO. (mol-g)

$$n°\,moles = \frac{w}{PM}$$

Donde:

w = peso del compuesto

PM = peso molecular

Ejemplos:

1. ¿Cuántos moles existen en 180g de agua? (P.A: H = 1, O = 16)

DATOS:

n° moles = ?

W = 180g

PM = 18

$$n°\,moles = \frac{w}{PM}$$

$$n°\,moles = \frac{180}{18}$$

$$n° = 10$$



EJERCICIOS

1. ¿Cuántos gramos pesa 15 moles de KOH? (P.A: K = 39, O = 16, H = 1)
2. ¿Cuántos gramos pesan 60.22×10^{23} at de potasio? (P.A: K = 39)
3. En un mol de HCl ¿Cuántas moléculas de HCl existe?
4. 42.15×10^{23} moléc. de H_2SO_4.Cuantos: (P.A: H = 1, S = 32, O = 16)

a. gramos pesa **b.** moles tiene

5. En 126g de HNO_3 ¿Cuántos moles y moléculas hay? (P.A: H = 1, N = 14, O = 16)

6. Si el aire tiene 20% O_2 en peso. En 30 gramos de aire cuantos:

   a. moles de oxígeno hay
   b. moléculas de oxígeno existe

7. Si una gota de agua pesa 0.05g, en 400 gotas de agua cuantos:

   a. moles hay
   b. moléculas existe.

8. En 10 barras de oro que pesa 4g cada uno: (P.A: Au = 197)

   a. Hallar el n° at-g
   b. Cuantos átomos hay.

9. Una aleación de cobre tiene un 50% en peso de este metal. En 15 barras que pesa cada uno 3.5g Hallar: (P.A: Cu = 63.5)

   a. Los at-g presentes
   b. Cuantos átomos de cobre existe



11. CONDICIONES NORMALES (CN)



Se dice que una sustancia (gas) se encuentra a condiciones normales de presión y temperatura cuando:

***Temperatura** = 0ºC 273ºK*

***Presión** = 1 atm = 760 mmHg*

11.1. VOLUMEN MOLAR

Se llama volumen molar, al volumen que ocupa un mol de cualquier gas a condiciones normales de presión y temperatura, siendo este valor de **22.4 litros.**

$$\textbf{1 mol gas} \xrightarrow{CN} \textbf{22.4L}$$

Ejemplo:

1. ¿Qué volumen ocupa 2 moles de HCl en C.N?

Datos

n° moles = 2		1 mol HCl	→	22.4 L HCl
PM HCl = 36.5		2 mol HCl	→	X

$$X = \frac{22.4x2}{1}$$

$$X = 44.8 \text{ L HCl}$$

Practicas:

1. Se tiene 112 L HNO_3 a CN Calcular: (P.A: H = 1, N = 14, O = 16)

- **a.** su peso
- **b.** los moles que contiene

2. Si 710g de Cl_2 se encuentran en CN ¿Cuántos litros ocuparán?

3. 10 moles de NO_2 ¿Cuántos gramos pesa?

4. 190g de flúor se encuentra a 1 atm de presión y 273° K ¿Qué volumen ocupará? (P.A: F = 19)



EJERCICIOS

1. ¿Cuándo se dice que un gas se encuentra a CN?
2. ¿Qué volumen ocupará 10 g de hielo a CN?
3. ¿Calcular el volumen (en mL) de 100 moles de N_2 que se encuentra a CN? (P.A: N = 14)

4. $6.022x10^{23}$ moléc. de HF ¿Qué volumen ocupará a CN?

5. Si $30.1x10^{23}$ moléc de CH_4 se encuentra a 0°C y 760 mmHg. Hallar el:

   a. n° moles

   b. volumen que ocupa

11.2. COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Se llama composición centesimal de un compuesto a la determinación del porcentaje en peso de cada uno de los elementos que integran dicho compuesto, conociendo la fórmula del compuesto y los pesos atómicos de los elementos se calcula la composición centesimal.

PROCEDIMIENTO:

1. A partir de la fórmula, calcular el peso molecular del compuesto

2. Determinar el peso total de cada elemento, multiplicando el número de átomos por el peso atómico

3. Dividir los datos del paso 2 con del paso 1 y multiplicar por 100

$$\%\ elemento = \frac{n^{o}\ de\ atomos\ x\ peso\ atómico}{peso\ molecular}\ x\ 100$$

Ejemplo:

1.¿Cuál es la composición centesimal del agua?

P.A.: H = 1, O = 16

Solución

Fórmula: H_2O

Peso Molecular: H 2 x 1 = 2 (peso total del hidrógeno)

O 1 x 16 = 16 (peso total del oxígeno)

PM = 18

$$\% H = \frac{2x1}{18} x\,100 \quad = \quad 11.11\%$$

$$\% O = \frac{1x16}{18} x\,100 \quad = \quad 88.88\%$$

La composición centesimal del H_2O es: H = 11.11% y O = 88.88%.

Practicar:

2. ¿Hallar la composición centesimal del ácido nítrico?

P.A.: H= 1, N= 14 y O= 16

3. ¿Determinar la composición centesimal del dicromato de potasio?

P.A: K = 39, Cr = 52, O = 16



EJERCICIOS

1. ¿Determinar la composición centesimal del Hidróxido de calcio? P.A.: Ca = 40, H = 1 y O = 16
2. ¿Cuál es la composición centesimal del cloro en el hipoclorito de sodio? P.A.: Cl = 35.5, Na = 23 y O = 16

3. ¿Hallar que porcentaje representa el nitrógeno en el nitrato de amonio? P.A.: N = 14, H = 1 y O = 16
4. ¿Determinar la composición centesimal del sulfuro de plomo (II)? P.A.: Pb = 207 y S = 32
5. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene mayor porcentaje de oxígeno?
   a. Óxido de sodio
   b. Sulfito de potasio
   c. Carbonato de sodio
   d. Clorito de plata
   e. Hidróxido de hierro (III)
   f. Ortoborato de sodio
   g. Dicromato de potasio
   h. h.- Pirofosfato de calcio
6. P.A.: O =16, Na = 23, S = 32, K = 39, C = 12, Cl = 35.5, Ag = 108, H = 1 y Fe = 56, B = 11, Cr = 52, P = 31, Ca = 40

11.3. FÓRMULA EMPÍRICA

Es la fórmula que expresa la menor relación entre los átomos que constituye un compuesto.

REQUISITOS: Para determinar la fórmula empírica se necesita:

a. Conocer la composición centesimal de los elementos constituyentes de una muestra.

b. El peso atómico de dichos elementos:

PROCEDIMIENTO

Para hallar el número de átomos

1. Dividir el porcentaje en peso de cada elemento entre su peso atómico

2. Dividir cada uno de los valores obtenidos en (1) entre el menor valor

3. Multiplicar los valores obtenidos en (2) por un mismo número entero que los convierta en otros enteros o próximos a enteros.

4. Los valores enteros obtenidos en (3) son los subíndices de la fórmula empírica

Ejemplo:

1. Al analizar una muestra se reportó el siguiente resultado:

11.11% de hidrógeno y 88.89% de oxígeno.

Hallar su fórmula empírica. P.A.: H = 1 y O = 16.

Solución:

* Hallando el número de átomos:

$$at - g\ H = \frac{11.11}{1} = 11.1$$

$$at - g\ O = \frac{88.89}{16} = 5.5$$

$$at - g\ H = \frac{11.11}{5.5} = 2$$

$$at - g\ O = \frac{5.5}{5.5} = 1$$

Entonces la muestra analizada tiene 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno

3. Por consiguiente la fórmula empírica es: H_2O

Practica:

2. Un hidrocarburo contiene 85.63% de C y 14.37% de hidrógeno ¿Hallar la fórmula empírica?

PROBLEMAS

1. Hallar la fórmula empírica de un compuesto analizado, del cual se obtuvo el siguiente resultado:

35.37% de cromo
26.53% de potasio
38.09% de oxígeno

(Peso atómico: cromo = 52, potasio =39 y oxígeno = 16.)

2. El ácido acético constituyente fundamental del vinagre, en su composición presenta un 40% de carbono, 6.67% de hidrógeno y un 53.3% de oxígeno. Hallar su fórmula empírica. (P.A.: C = 12, H = 1 y O = 16).

3. Deduzca la fórmula empírica de los siguientes compuestos, cuya composición es:

a. K = 30.75%; S = 25.21% y O = 44.04%
b. Al = 75.05%; C = 24.93%
c. K = 35.24%; S = 26.67%; O = 39.94% e H = 0.84%
(P.A.: K = 39, S = 32, O = 16, Al = 27, C = 12, H = 1)

11.4. FÓRMULA MOLECULAR

Es aquella que muestra el número real de átomos de un compuesto. Para hallar la fórmula molecular se necesita saber la fórmula empírica y el peso molecular del compuesto problema.

La fórmula molecular es múltiplo de la fórmula empírica:
n (FE) = FM

Ejemplo:

1. Un químico al analizar un compuesto encontró 94.12% de oxígeno y 5.88% de hidrógeno, además se halló que tiene un peso molecular de 34g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular de dicho compuesto? (P.A.: O = 16 y H = 1)

Solución:

* Hallando el número de átomos:

$$at - g\ H = \frac{5.88}{1} = 5.88$$

$$at - g\ O = \frac{94.12}{16} = 5.88$$

$$at - g\ H = \frac{5.88}{5.88} = 1$$

$$at - g\ O = \frac{5.88}{5.88} = 1$$

Entonces la fórmula empírica es: HO
Hallando el peso molecular de la fórmula empírica:
PM FE = 17

En el problema se tiene como dato el peso molecular del compuesto: $PM_{FM} = 34$

RECUERDA: Que $\boldsymbol{nPM_{FE} = PM_{FM}}$
Entonces:

$$n = \frac{PM_{FM}}{PM_{FE}}$$

$$n = \frac{34}{17}$$

$$n = 2$$

Como FM es múltiplo de FE entonces:

FM = 2(HO)

Por consiguiente, la FM es H_2O_2

Practicar:
2. El ácido acético es uno de los constituyentes fundamentales del vinagre y tiene la siguiente composición: 40% de carbono, 6.67% de hidrógeno y 53.3% de oxígeno. Si el peso molecular es 60g/mol. Determinar su fórmula molecular.

EJERCICIOS



1. Indicar los requisitos para hallar la fórmula molecular
2. ¿Con cuáles otros nombres se la conoce a la fórmula molecular?
3. Un hidrocarburo contiene 85.63% de C y 14.37% de H, además tiene un peso molecular de 28g/mol. Determinar su fórmula molecular. (P.A: C = 12, H = 1)
4. La fórmula empírica del benceno es CH, y su peso molecular es 78. Determinar la fórmula molecular del benceno.
5. Luego de un análisis que se sometió a un compuesto se obtuvo los siguientes resultados:

   a. 58.97% de sodio

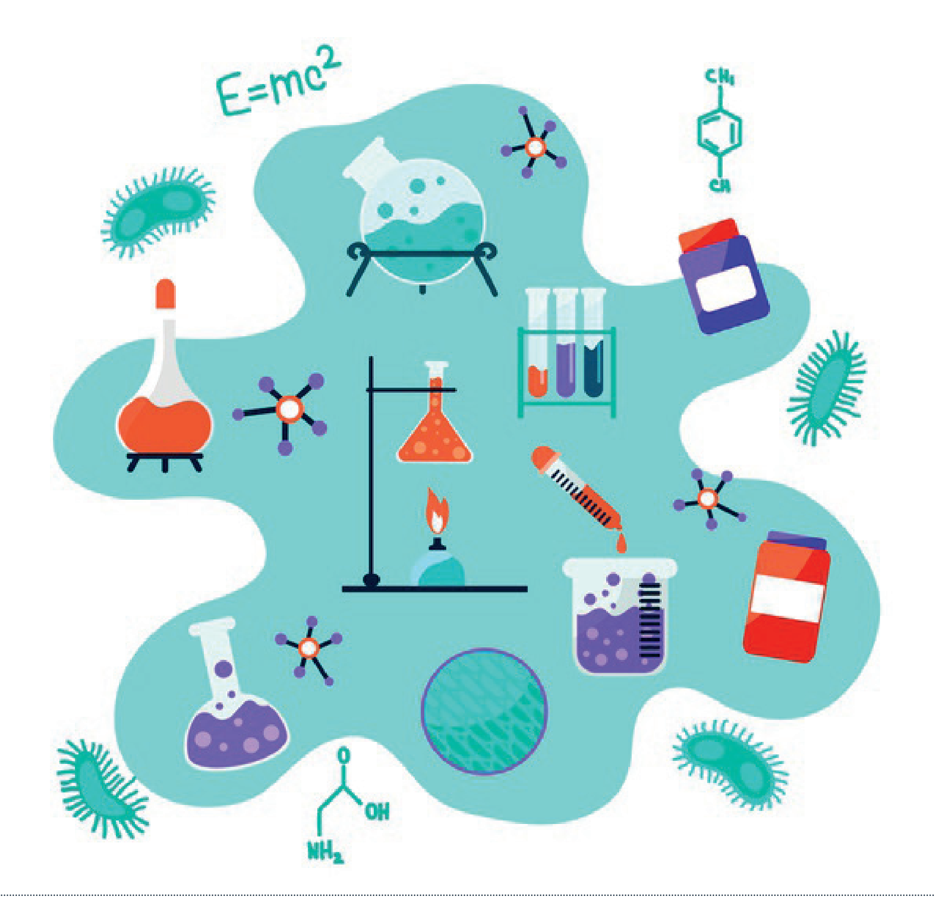
   b. 41.02% de oxígeno y

   c. peso molecular 78g/mol

Hallar la fórmula empírica y molecular del compuesto. (P.A: Na = 23, O = 16)

6. Si se tiene los siguientes resultados Cr = 35.37%, K = 26.53% y O = 38.09%. Hallar la relación mínima de dichos elementos.
7. Si se conoce que 2.73 g de un óxido de vanadio contiene 1.53 g del metal. Determine el estado de oxidación del vanadio en el óxido. (P.A: V = 51)

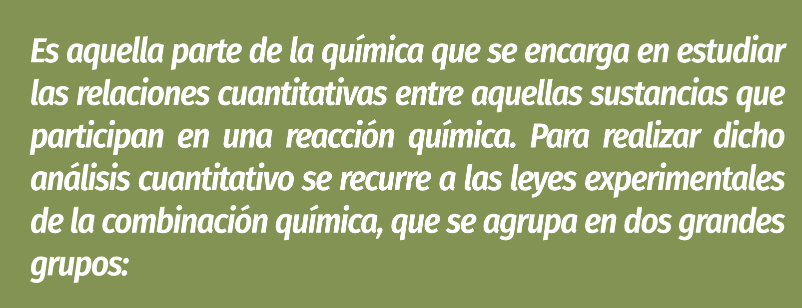
8. La composición estequiométrica de un hidrocarburo gaseoso es 82.76% de carbono y 17.24% de hidrógeno. Hallar la fórmula molecular si 1L del gas en condiciones normales pesa 2.59g.



12. ESTEQUIOMETRÍA







Es aquella parte de la química que se encarga en estudiar las relaciones cuantitativas entre aquellas sustancias que participan en una reacción química. Para realizar dicho análisis cuantitativo se recurre a las leyes experimentales de la combinación química, que se agrupa en dos grandes grupos:

1. *Leyes ponderales*
2. *Leyes volumétricas*

12.1. LEYES PONDERALES

Son aquellos que establecen relaciones de pesos entre las diferentes sustancias que intervienen en una reacción química.

1. Ley de la conservación de la materia.

Enunciado por Lavoisier (1743 - 1794).

"En toda ecuación química, la suma de los pesos de los reactantes es igual a la suma de los pesos de los productos"

	Reactantes		Productos
a.	$Zn + H_2SO_4$	→	$ZnSO_4 + H_2$
	65g 98g		161g 2g
	163g		163g

Completar: (P.A: Na = 23, Cl = 35.5, H = 1, O = 16)

b) $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

2. Ley de las proporciones definidas

Planteada por Proust.

"Cuando dos sustancias se combinan para formar una tercera, lo hacen siempre en proporciones fijas y definidas, cualquier exceso de una de ellas quedará sin combinarse".

	$2Ca$	$+ O_2$		$2CaO$
a.	80g	32g	→	112g
	40g	16g		56g
	20g	8g		28g

Completar (P.A: K = 39, N = 14)

b) $KOH + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + H_2O$

3. Ley de las proporciones múltiples.
Enunciada por Dalton.

"Si dos elementos forman varios compuestos, permaneciendo el peso de uno de ellos constante y el peso del otro elemento varia, siendo siempre múltiplo del peso mínimo que participó".

	N_2O	N_2O_3	N_2O_4	N_2O_5
N:	28g	28g	28g	28g
O:	1x16g	3x16g	4x16g	5x16g

Completar: (P.A: Cl = 35.5, O = 16)

Cl_2O	Cl_2O_3	Cl_2O_5	Cl_2O_7

4. Ley de proporciones recíprocas.
Planteada por Wenzel y Richter.

"Si dos elementos se combinan por separado con igual peso de un tercer elemento, estos elementos logran reaccionar entre sí y lo hacen con los mismos pesos o con cantidades proporcionales".

1era reacción	2Na	+	H^-	$\rightarrow$2NaH
	46g	+	2g	
2da reacción	Cl_2	+	H^-	$\rightarrow$ 2HCl
	71g	+	2g	
3era reacción	2Na	+	Cl-	$\rightarrow$ 2NaCl
	46g	+	71g	

Completar: (P.A: C = 12, Na = 23)

C	+	O_2	→	CO_2
Na	+	O_2	→	Na_2O

12.2. LEY VOLUMÉTRICA

Es aquella ley que relaciona los volúmenes en una ecuación química.

Ley de los volúmenes de combinación.

Denominada también como Ley de Gay Lussac.

"Los volúmenes de los gases en una reacción química a una misma presión y temperatura, guardan una relación constante y sencilla entre ellos y el volumen del gas resultante nunca es mayor que el de los reactantes".

a.	$2H_2$ (g)	+	O_2 (g)	→	$2H_2O$
	2vol		1vol		2vol
	2L		1L		2L

Practicar:

a. N_2	+	H_2	→	NH_3
b. H_2	+	Cl_2	→	HCl

I. RELACIÓN: MASA – MASA

¿Cuántos gramos de oxígeno se producen al someter a calentamiento 49 gramos de clorato de potasio? (P.A: K = 39, Cl = 35.5, O = 16)

$$KClO_3 \xrightarrow[\Delta]{} KCl + O_2$$

Datos:

W O_2 = ?

W $KClO_3$ = 49g

PM $KClO_3$ = 122.5g/mol

PM O_2 = 32g/mol

Antes de realizar cualquier cálculo se debe balancear la ecuación:

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

Entonces:

250g $KClO_3$ → 96g O_2

49g $KClO_3$ → X

$$x = \frac{49x96}{250} \quad x = 18.8g\ O_2$$

Practicar:

1. ¿Cuántos gramos de cada uno de los reactantes serán necesarios para obtener 212 gramos de carbonato de sodio?

(PA: Na = 23; O = 16; C = 12; H = 1)

$NaOH + H_2CO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$

2. Para eliminar el CO_2 exhalado por los astronautas en vuelos cortos pueden utilizarse absorbentes químicos. El Li_2O es uno de los más eficaces. Si la reacción es:
(PA: Li = 7)

$$Li_2O + CO_2 \rightarrow Li_2CO_3$$

¿Cuántos gramos de Li_2O se necesitarán para eliminar 20 gramos de CO_2?

3. Se hace reaccionar 10 gramos de hidrógeno con 10 gramos de oxígeno ¿Cuántos gramos de agua se produce?

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

II. RELACIÓN: PESO - VOLUMEN

Dada la ecuación: $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$
Al reaccionar 25 gramos de aluminio ¿Cuántos litros de hidrógeno se producirán? (PA: Al = 27).

Datos:
W Al = 25g
V =?
Dada la ecuación: $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$
Balanceando se tiene: $2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$
De la ecuación: $54g\ Al \rightarrow 3L\ H_2$
Entonces: $25g\ Al \rightarrow x$

$$x = \frac{(25)(3)}{54} \quad x = 1.38L\ H_2$$

Practicar:

1. Experimentalmente la aspirina (ácido acetil salicílico) se obtiene mediante la reacción:

$C_7H_6O_3 \quad + \quad (CH_3CO)_2O \quad \rightarrow \quad C_9H_8O_4 \quad + \quad CH_3COOH$

a. salicílico anh. Acético aspirina a. Acético

¿Cuántos gramos de aspirina se producirá con 5 litros de anhídrido acético?

2. ¿Cuántos litros de oxígeno a C.N. se requieren para la combustión incompleta de 20 gramos de propano?

$C_3H_8 \quad + \quad O_2 \quad \rightarrow \quad CO \quad + \quad H_2O$

3. ¿Cuál es el volumen de anhídrido carbónico producido por la calcinación de 500 gramos de carbonato de calcio?

$CaCO_3 \quad \xrightarrow[\Delta]{} \quad CaO \quad + \quad CO_2$

4. ¿Qué masa en gramos de permanganato de potasio reaccionará con 10 litros de ácido clorhídrico? Según la siguiente ecuación:

$KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$

5. El magnesio reacciona con el agua para producir hidróxido de magnesio y gas hidrógeno. ¿Cuántos gramos de magnesio se requerirán para producir 20 litros de hidrógeno?

$Mg \quad + \quad H_2O \quad \rightarrow \quad Mg(OH)_2 \quad + \quad H_2$

III. RELACIÓN: VOLUMEN - VOLUMEN

En un recipiente se mezclan 10 litros de cada uno de los reactantes ¿Cuántos litros de agua se producirá?

$H_2 \quad + \quad O_2 \quad \rightarrow \quad H_2O$

Datos:

V H_2 = 10L

V O_2 = 10L

V H_2O = x

Dada la ecuación: $H_2 \quad + \quad O_2 \quad \rightarrow \quad H_2O$

Balanceando: $2H_2 \quad + \quad O_2 \quad \rightarrow \quad 2H_2O$

Como: 2L H_2 reaccionan con 1L O_2

Entonces se deduce que el volumen de oxígeno requiere el doble de volumen de H_2 y según los datos el H_2 está en menor proporción, por consiguiente los cálculos se realizan en base al O_2.

De la ecuación: 1L O_2 $\rightarrow$ 2L H_2O

Entonces: 10L O_2 $\rightarrow$ x

$$x = \frac{(10)(2)}{(1)} \qquad x = 20L\ H_2O$$

Practicar:

1. Dada la ecuación: $Cl_2 + H_2 \rightarrow HCl$

¿Cuántos litros de cloro se requieren a C.N. para tener como producto 5 litros de ácido clorhídrico?

2. ¿Cuántos litros de aire con 20% en volumen de oxígeno se requiere para reaccionar con 4 litros de hidrógeno y así formar agua?

$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

3. Para obtener 10 L de ácido fluorhídrico. Cuantos litros de cada uno de los reactantes serán necesarios hacer reaccionar.

$H_2 + F_2 \rightarrow HF$



13. SOLUCIÓN



Es una mezcla homogénea de dos o más sustancias las cuales se denomina soluto y solvente; que se mezclan en proporciones variables, sin cambio alguno en su composición, es decir, no existe reacción química.

Solución = Soluto + Solvente

SOLUTO

Es la sustancia que se disuelve y siempre se encuentra en menor proporción, ya sea en peso o en volumen.

En una solución puede haber varios solutos. A la naturaleza del soluto se deben el color, olor, sabor y la conductividad eléctrica de las disoluciones.

El soluto da el nombre a la solución

SOLVENTE

Llamada también DISOLVENTE, es la sustancia que disuelve o dispersa al soluto y generalmente se encuentra en mayor proporción.

El solvente da el aspecto físico nombre a la solución

13.1. CLASES DE SOLUCIONES

A. SOLUCIONES SÓLIDAS:

Son aquellas en la que el disolvente es un sólido y pueden ser:

Soluto	***solvente***		
Sólido	*sólido*	=	*aleaciones*
Líquido	*sólido*	=	*amalgama*
Gas	*sólido*	=	*oclusión del H.(*)*

** Es la propiedad que presenta el gas de poder distribuir a través de los poros de ciertos metales como el platino ó el paladio, es decir, el sólido absorbe el gas.*

B. SOLUCIONES LÍQUIDAS:

Son aquellas donde el solvente es un líquido y pueden ser:

Soluto	***solvente***		
Sólido	*líquido*	=	*agua dulce*
Líquido	*líquido*	=	*agua alcohol*
Gas	*líquido*	=	*agua gaseosa*

C. SOLUCIONES GASEOSAS:

Son aquellas en la que el solvente es un gas:

Soluto	**solvente**		
Sólido	gas	=	humo
Líquido	gas	=	humedad
Gas	gas	=	aire

13.2. CONCENTRACIÓN.

Es la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de disolvente.

UNIDADES COMUNES DE CONCENTRACIÓN

Unidades físicas

$$porcentaje\ en\ peso\ (p/p) = \frac{peso\ soluto}{peso\ de\ solución}\ x\ 100$$

$$porcentaje\ en\ volumen\ (v/v) = \frac{volumen\ soluto}{volumen\ de\ solución}\ x\ 100$$

$$porcentaje\ en\ peso\ por\ volumen\ (p/v) = \frac{peso\ soluto}{vol.de\ solución}\ x\ 100$$

Unidades Químicas

Molalidad. (m). Se define como el número de moles de soluto por kilogramo de solvente.

$$m = \frac{n^{\circ}\ moles\ de\ soluto}{Kg\ de\ disolvente}$$

Molaridad. (M). Se define como el número de moles de soluto por litro de solución.

$$M = \frac{n^{\circ}\ moles\ de\ soluto}{litro\ de\ solución}$$

Normalidad. (N). Es el número de equivalentes-gramo de soluto por litro de solución.

$$N = \frac{eq - g\ \text{de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

$$eq - g\ \text{ácidos} = \frac{PM}{H^{+}} \qquad eq - g\ \text{bases} = \frac{PM}{OH^{-}}$$

$$eq - g\ \text{REDOX} = \frac{PM}{e^{-}}$$

Ejemplo:

1. ¿Qué cantidad de cloruro de sodio se necesitará para preparar 300g de una solución acuosa al 10%?

Datos: W NaCl = ? (Wsto) Wsln = 300g %p/p = 10

$$\% p/p = \frac{Wsto}{Wsln}\ x\ 100$$

$$Wsto = \frac{\%p/p\ \ x\ \ Wsln}{100}$$

$$Wsto = \frac{10x300}{100}$$

$$Wsto = 30gNaCl$$

2. Hallar la normalidad de 500 ml de solución en la que se disolvió 15.8g de hidróxido de calcio? (P.A: Ca = 40, H = 1, O = 16)

Datos:

N = ?

V = 500ml

Wsto = 15.8g

PM $Ca(OH)_2$ = 74g/mol

a = 2 (número de OH)

$$N = \frac{Wsto\ x\ 100\ x\ a}{PMxV}$$

$$N = \frac{15.8\ x\ 1000\ x\ 2}{74\ x\ 500}$$

$$N = 0.85$$

EJERCICIOS



1. Una solución es:
   a. una mezcla homogénea de una sustancia
   b. una mezcla heterogénea de dos sustancias
   c. un compuesto
   d. una mezcla homogénea de dos o más sustancias
2. En los siguientes ejemplos identifique cual es una solución:
   a. agua + azúcar
   b. agua + harina
   c. aire
   d. agua potable
   e. arena
   f. suelo
   g. acero
   h. humo
   i. gelatina
   j. sopa
3. ¿Cuáles son los componentes de una solución? Y defina cada una de ellos.

4. Ponga 3 ejemplos de una solución sólida y líquida

5. La concentración es:

   a. cantidad de solvente con una de soluto
   b. cantidad de soluto en cantidad de solvente
   c. soluto más solvente
   d. es una solución
   e. cantidad de soluto en una determinada cantidad de disolvente

6. ¿Cuáles son las unidades físicas de la concentración?
7. ¿Qué es molalidad?
8. ¿Qué es molaridad?
9. ¿Qué es normalidad?



PROBLEMAS

a. ¿Cuál es la concentración en peso de 500 g de una solución en la que se disolvió 50g de nitrato de hierro (III)?

b. ¿Cuántos gramos de solvente serán necesarios para tener 100 g de una solución en la que se disolvió 25g de carbonato de sodio?

c. El ácido sulfúrico concentrado es del 98% en peso ¿Cuántos gramos de este ácido hay en 250g de solución?

d. Si se quisiera preparar 100ml de una solución de etanol al 20% en volumen ¿Cuántos ml de etanol se requerirán?

e. ¿Cuántos ml de agua se necesitará para tener una solución de ácido acético al 20% en volumen y en la que se disolvió 10ml de este ácido?

f. Si una botella de cerveza tiene una capacidad de 620ml y un 5% en volumen de etanol ¿Cuántos ml de etanol hay en 5 botellas de cerveza?

g. Se preparó 250ml de una solución de nitrato de plata al 2.5% (peso – volumen) ¿Qué cantidad de esta sal se utilizó?

h. ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio son necesarios para preparar 300ml de solución 0.1M? (P.A: Na = 23, O = 16 e H = 1)

i. ¿Cuál es la concentración molal de 500g de solución en la que se disolvió 5.85g de cloruro de sodio? (P.A: Na = 23, Cl = 35.5)

j. Si una solución de 50ml de cromato de potasio tiene una concentración de 5% (peso – volumen). Hallar su concentración molar. (P.A: Cr = 52, O = 16, K = 39)

k. ¿Cuál es normalidad de 25ml de una solución en la que se disolvió 112g de hidróxido de potasio?

l. ¿Cuántos gramos de ácido ortofosfórico se utilizarán en la preparación de 100ml de solución 0.5N?

m. Una solución de ácido clorhídrico tiene una concentración de 36.5% en peso y su densidad es de 1.19 g/ml. Hallar la:

n. Molalidad

o. Molaridad

p. Normalidad

14. LA DENSIDAD



Se define como la cantidad de masa en una unidad de volumen.

$$Densidad = \frac{Masa}{Volumen}$$

INTERPRETACIÓN

Por tanto, la densidad expresa la masa de un volumen determinado de una sustancia o dicho de otra forma, la densidad da la relación entre la masa y una unidad de volumen determinada, para una sustancia en particular.

Ya sabemos si comparamos volúmenes iguales de varias sustancias algunos serán más pesados que otros. Por ejemplo, un ladrillo de plomo pesa más que un trozo de madera del mismo tamaño. Por eso, decimos que el plomo es más denso o tiene mayor densidad que la madera.

14.2. UNIDADES.

En el sistema métrico, la densidad de los líquidos y de los sólidos se mide generalmente en gramos por mililitro (g/mL)

g/mL, Kg/L, lb/pie³

La densidad de un cuerpo depende de la presión y temperatura; ambos parámetros modifican el volumen del cuerpo, pero no su masa.

14.3. GRAVEDAD ESPECÍFICA.

Da la DENSIDAD RELATIVA de una sustancia comparada con un estándar. En general para líquidos se tomó el agua a 4 °C como el estándar y por lo tanto la gravedad específica expresa la densidad de una sustancia comparada con la del agua. Lo anterior se expresa así:

$$Gravidad\ específica = \frac{Densidad\ de\ la\ substancia}{Densidad\ de\ la\ agua\ a\ 4°C}$$

Así, si la gravedad específica de una sustancia es 2, dicha sustancia tiene una densidad 2 veces mayor que la densidad del agua a 4°C.

Ejemplo:

1. Calcular la densidad de un trozo de metal que tiene una masa de 12g y ocupa un volumen de 1.6mL.

Datos:

D = ?

M = 12g

V = 1.6ml

$$D = \frac{M}{V}$$

$$D = \frac{12}{1.6}$$

$$D = 7.5 g/mL$$

Practicar:

2. ¿Cuál es el volumen de un cuerpo cuya densidad es 2g/ml, sabiendo que contiene 48g de masa?



EJERCICIOS

1. Hallar la densidad en g/mL del ácido sulfúrico si 1 litro pesa 1.84Kg.
2. La densidad del ácido clorhídrico es 1.19g/mL ¿Qué volumen ocupará 2.975kg?
3. La densidad de un cuerpo es de 4Kg/mL, determine el volumen en ml de 30g de este cuerpo.
4. ¿Cuál es el costo de 3L de aceite importado cuya densidad es 0.8g/mL y se vende a s/.0.45 cada 100g?
5. El ácido de batería tiene una densidad de 1.28g/mL y contiene 40%(p/p) de ácido sulfúrico puro. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico puro contendrá un litro de ácido de batería?
6. La densidad del ácido acético es 1.05g/mL, ¿cuántos mL se requiere para tener 3.15g. de este ácido?
7. Hallar la densidad y la densidad relativa del alcohol etílico sabiendo que 63.5g ocupan un volumen de 80mL.

14.4. PRESIÓN

La presión es una magnitud física que expresa la relación que existe entre una fuerza y el área sobre la que actúa.

$$Presión = \frac{Fuerza}{Área} \rightarrow P = \frac{F}{A}$$

UNIDADES

$$Presión = \frac{Fuerza}{Área} \rightarrow P = \frac{F}{A}$$

OTRAS UNIDADES USUALES:

Atmósfera (atm), milímetros de mercurio (mmHg), Torricelli (Tor)

14.4.1. TIPOS DE PRESIÓN

1. PRESIÓN ATMOSFÉRICA O BAROMÉTRICA (pa)

Es la presión que ejerce la atmósfera sobre la superficie de la tierra y sobre cualquier cuerpo que se halle bajo su efecto.

Se mide con el instrumento llamado BARÓMETRO.

LA CARACTERÍSTICA fundamental de la presión atmosférica es que se ejerce en toda dirección y sentido con la misma intensidad cuyo valor es característico del lugar.

Convencionalmente se ha denominado PRESIÓN ATMOSFÉRICA NORMAL O ESTÁNDAR (po) a la que ejerce la atmósfera a nivel del mar.

Esta presión tiene valores definidos:

$$Po = 1atm, 760mmHg, 760torr, 1033g/cm^2, 14.7lb/pulg^2.$$

2. PRESIÓN MANOMÉTRICA (pm)

Es toda presión que no se debe a la atmósfera. Los manómetros muy conocidos son por ejemplo aquel del tipo reloj que mide la presión de un gas, tipo lapicero que mide la presión de aire de un llanta de carro.

3. PRESIÓN ABSOLUTA (p)

Es la presión total que soporta un cuerpo; también se llama así a la presión exclusiva que se debe a un sistema, por ejemplo un gas, Su medida se halla sumando la presión atmosférica y la manométrica.

$$P = pa + pm$$

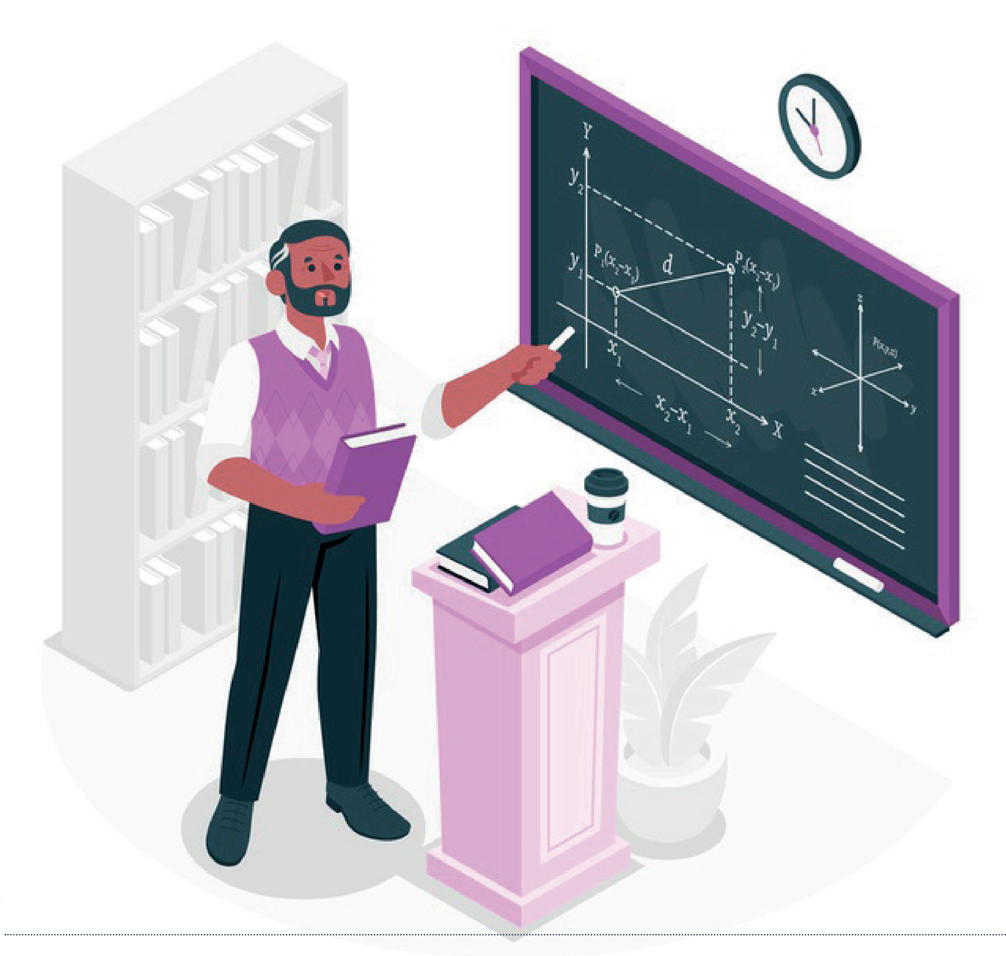
EJERCICIOS



1. ¿Qué es la presión y cuáles son sus unidades?
2. Mencione 2 características de la presión barométrica
3. Establezca 2 diferencias entre presión manométrica y absoluta ponga 3 ejemplos de presión absoluta
4. Se aplica una fuerza de 100Kg sobre un área $20m^2$. ¿Qué presión se aplicó en atm?
5. Un manómetro conectado a un balón con gas amoniaco indica 29.4 PSI, si el borómetro en el lugar mide 0,5atm. ¿Cuál es la presión absoluta del gas en atm?

6. La punta de un lápiz tiene un área de $0.001 cm^2$. Si con el dedo se comprime contra él, papel, con una presión de 1200 Kg-f/cm^2, ¿cuál es la fuerza aplicada sobre el papel?

7. Un hombre pasa 70Kg, se encuentra parado; cada suela de sus zapatos cubre un área de $65 cm^2$. ¿Cuál es la presión que ejerce el hombre sobre el piso?





15. TEMPERATURA

Es la medida relativa del grado de calor de un cuerpo. Uno de los instrumentos que se usa para medir la temperatura de un cuerpo es el termómetro.

15.1. ESCALAS DE TEMPERATURA

a. RELATIVAS. Son aquellas que toman como referencia el punto de congelación de un cuerpo.

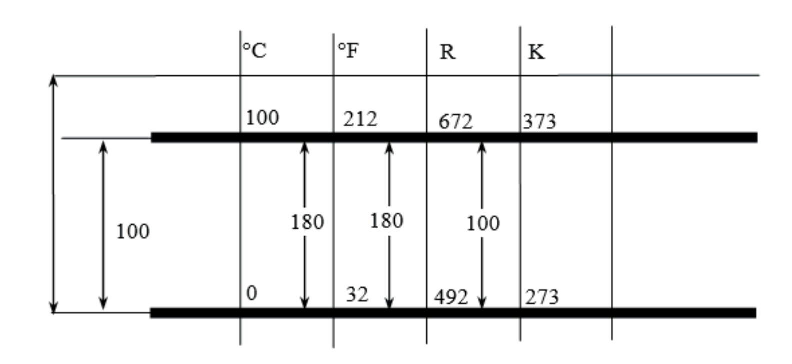


b. ABSOLUTAS. Son aquellas que toman como punto de referencia al cero absoluto.

KELVIN (K)
RANKINE (R)

Es Una temperatura ideal en la que se considera que no existe movimiento molecular, es decir, han perdido toda su energía.

15.2. RELACIONES DE ESCALAS



$$\frac{°C - 0}{\frac{100 - 0}{100}} = \frac{°F - 32}{\frac{212 - 32}{180}} = \frac{°R - 492}{\frac{672 - 492}{180}} = \frac{°K - 273}{\frac{373 - 273}{100}}$$

$$\frac{°C}{5} = \frac{°F - 32}{9} = \frac{°R - 492}{9} = \frac{°K - 273}{5}$$

Hallar la relación entre:

a. °C y °K **b.** °F y °R **c.** °C y °F **d.** °R y °C

EJERCICIOS

1. Convertir:

   a. 50°C a °K

   b. 70°F a °R

   c. 100°C a °F

   d. 20°R a °C

   e. 50°C a °R

   f. 80°F a °K

   g. 15°R a °F

   h. 30°F a °C

   i. 100°R a °K

2. Si la temperatura de dos cuerpos son respectivamente 263°K y –10°F. ¿Cuál será la temperatura del cuerpo más caliente?

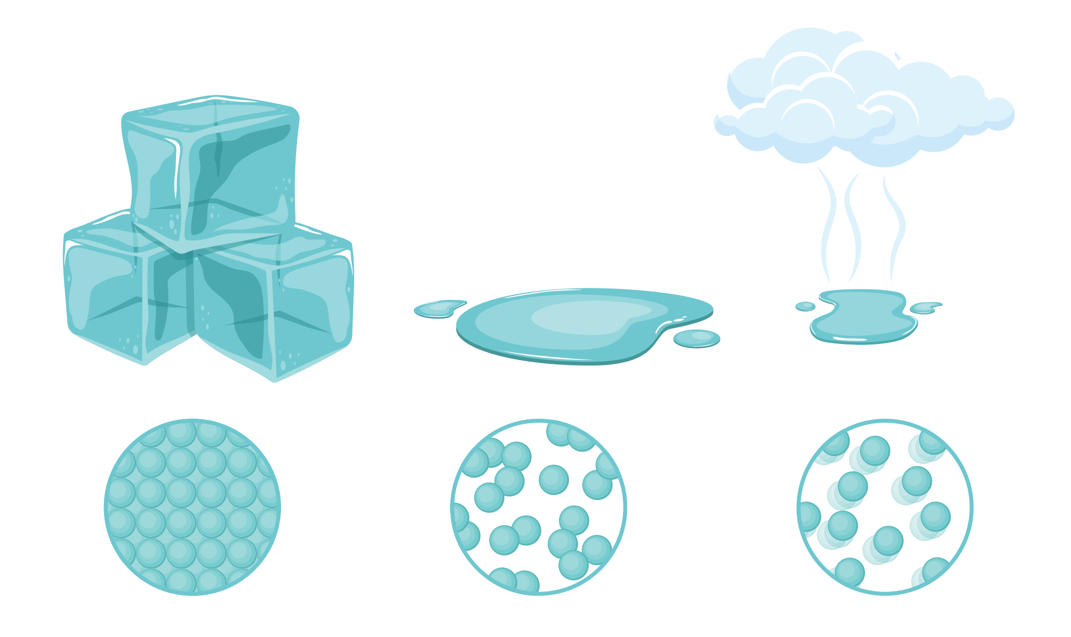
3. El valor numérico de la temperatura de un cuerpo en °F es de 30 unidades más que cuando se escribe en °C. Calcular la temperatura en °K?

4. Un cuerpo está a 40°C y aumenta su temperatura en 50°F, al medir con otro termómetro cuya eficiencia es del 90%. ¿Cuál será la temperatura del segundo termómetro en °K que marque?

16. EL ESTADO GASEOSO

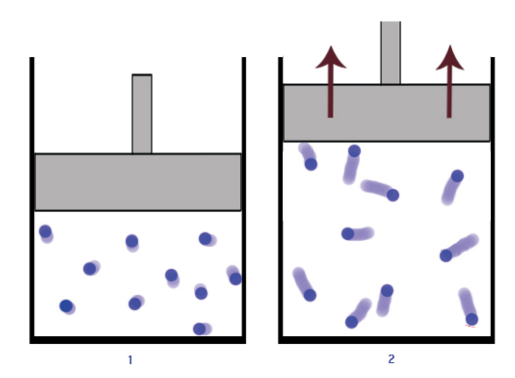


Es una forma de presentación de la materia, en la que está toma el nombre de GAS.



16.1. ¿QUE ES UN GAS?

Es una sustancia impalpable, compresible, que puede expandirse y cuyas moléculas se encuentran muy separadas debido a que las fuerzas de repulsión son de mayor intensidad que las fuerzas atractivas. La sustancia no presenta forma ni volumen definidos.



16.2. ¿QUE ES UN VAPOR?.

Son sustancias que ordinariamente son líquidos o sólidos, pueden existir al estado gaseoso por incremento de la temperatura.

16.3. TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR.-

Explica las propiedades de los gases desde el punto de vista molecular. La teoría cinética molecular puede expresarse en términos de los siguientes postulados:

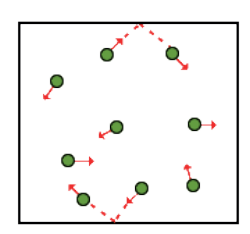
1. Un gas está constituido por partículas tan pequeñas (átomos o moléculas), y la distancia entre ellas es tan grande, que el volumen real ocupado por cada uno de ellas es despreciable, con el espacio vacío que hay entre ellos.

2. Las partículas están en constante movimiento aleatorio, chocan entre sí y con las paredes del recipiente que lo contiene,

debido a estos factores las partículas se encuentran en un estado caótico.

3. Los choques de las partículas son de tipo elástico.

¿Qué es un choque elástico?



Si un gas cumple con los postulados de la teoría cinética molecular SE LLAMA GAS IDEAL.



Los gases de la naturaleza en las que existe fuerzas de atracción y repulsión y no se cumple los postulados de la teoría cinética molecular SE LLAMAN GASES REALES.



EJERCICIOS

1. Explica las propiedades de los gases:

   a. Compresión:

b. Difusión:

c. Expansión:

2. Porque los gases no tienen forma ni volumen definidos

3. El acetileno es un gas que se utiliza en:

   a. La purificación del agua

   b. Soldadura

   c. La purificación del aire

   d. La vida de los animales

4. ¿Qué es el estado gaseoso y cuál es su diferencia con el estado sólido?

5. Escriba dos diferencias entre gas y vapor y ponga un ejemplo de cada uno de ellos

6. Por el tamaño de los componentes de un gas es despreciable

7. ¿Qué es un estado caótico?

8. Ponga dos diferencias entre gas ideal y real

9. ¿Qué un choque elástico?

16.4. LEY DE LOS GASES.

Los postulados de la teoría cinética molecular describen un gas ideal. Puede considerarse que muchos de los gases reales se comportan como gases ideales bajo ciertas condiciones. Los moles de un gas no son independientes entre sí, y pueden relacionarse matemáticamente; por lo tanto el enunciado preciso de

estas relaciones encontradas experimentalmente constituye las leyes de los gases.

a. LEY DE BOYLE – MARIOTTE (T = cte)

Establece que "El volumen de una cantidad de un gas a temperatura constante, es inversamente proporcional a la presión". Cuando las magnitudes son inversamente proporcionales, una se hace menor en la medida que la otra aumenta.

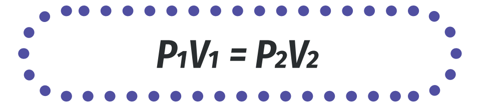
$$V = constante\ x\ \frac{1}{P} \qquad ó \qquad PV = constante$$

Igualando el estado 1 y 2

Si en el:

Estado 1 *Estado 2*

$P_1V_1 = K$ $P_2V_2 = K$



$$P_1V_1 = P_2V_2$$



Los gases de la naturaleza en las que existe fuerzas de atracción y repulsión y no se cumple los postulados de la teoría cinética molecular SE LLAMAN GASES REALES.

EJERCICIOS



1. Si un gas ocupa un volumen de 100 litros a una presión de 515 mmHg. ¿Qué volumen ocupará a 750 mmHg si la temperatura se mantiene constante?
2. Un gas contenido en un cilindro tiene un volumen de 10 litros a 0.9 atm ¿Qué presión tendrá dicho gas si el volumen disminuye en la mitad?
3. ¿Qué presión en mmHg tendrá un gas contenido en un globo, si su volumen aumentó de 2500 mL a 3L y la presión inicial fue de 0.5 atm?
4. Se tiene 150 mL de gas metano, luego de un proceso isotérmico la presión se duplica ¿cuál es el nuevo volumen en litros?
5. En un proceso isotérmico, el volumen de un gas se triple. Determine la presión final en atm, si la inicial es de 1.5atm.
6. Un buzo que se encuentra bajo nivel del mar desprende una burbuja de gas a una presión de 2 atm que al llegar a la superficie incrementa su volumen en 14 veces su valor inicial ¿Cuál es su presión de dicha burbuja al llegar a la superficie?

b. LEY DE CHARLES (P = cte)

Establece una relación entre la temperatura y el volumen. Esta ley se puede expresar en la forma siguiente "El volumen de una cantidad fija de gas a una presión constante, es directamente proporcional a su temperatura absoluta". Así al duplicar la temperatura absoluta, digamos de 250 K a 500 K, el volumen del gas se duplica.

Matemáticamente, la ley de CHARLES se expresa en la forma siguiente:

$$V = T\ x\ constante \quad ó \quad \frac{V}{T} = constante$$

$$V = K\ x\ T \qquad \frac{V}{T} = K$$

Igualando el estado 1 y 2

Estado 1 $\frac{V}{T} = K$

Estado 2 $\frac{V}{T} = K$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Como la ley de CHARLES se lleva acabo a presión constante el proceso se llama PROCESO ISOBÁRICO



EJERCICIOS

1. Se tiene 10 L de cloruro de hidrógeno a una temperatura de 10 °C, si se expande isobáricamente hasta 15 L ¿Cuál es la temperatura final de dicho gas?

2. 15 L del gas metano es enfriado de 50 °C a 30 °F manteniendo constante la presión ¿Cuál es el nuevo volumen?
3. Si en un proceso isobárico el volumen del gas propano se comprime de 2500 ml a 0.9L, si su temperatura inicial fue de 300 K. ¿Cuál será su temperatura final?
4. Si un mol de sulfuro de hidrógeno se encuentra a condiciones normales, luego de un proceso isobárico la temperatura del gas fue 303 K. ¿Cuál es el volumen a esta temperatura?

c. LEY DE GAY – LUSAAC (V = cte)

Establece que "a volumen constante la presión de una muestra de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta" Matemáticamente, se expresa como:

$$P = T \ x \ constante$$

$$P = K \ x \ T \qquad \frac{P}{T} = K$$

Igualando el estado 1 y 2:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Cuando el volumen se mantiene constante el proceso es ISOCÓRICO

EJERCICIOS



1. Una muestra de nitrógeno de 5L a 27°C ejerce una presión de 2.5 atm. Calcular la presión final en atm. si el gas se calentó a 50°C, en un proceso isocórico.
2. En un proceso isocórico un gas tiene una temperatura de 15°C y una presión de 512 mmHg, si la temperatura cambia a 300K ¿Qué presión tiene dicho gas?
3. Si se calienta el cloro de 17°C a 57°C. ¿En cuánto por ciento debe incrementar su presión para que no varíe su volumen?
4. Si dos moles de oxígeno se encuentran a condiciones normales y sufre un proceso isocórico calentándose a 350 K ¿Qué presión ejerce?

d. LEY DE AVOGADRO

Establece:

"El volumen de un gas a temperatura y presión constante es directamente proporcional al número de moles".

Esto se expresa matemáticamente:

$$V \alpha n \qquad V = K x n \qquad t y P = Cte$$

Estado 1: → Estado 2

$$\frac{V}{n} = K \qquad \frac{V}{n} = K$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Ejemplo:

1. ¿Cuántos moles ocuparán un volumen de 15 L, si el volumen inicial ocupado por 5 moles fue de 8 L?

2. Si un mol de hidrógeno se encuentra a condiciones normales ¿Qué volumen ocupará 2.5 moles de este gas?

e. LEY UNIVERSAL DE LOS GASES

Combinando las relaciones entre volumen y temperatura (V α T), volumen y presión (V α 1/P), y volumen con número de moles (V α n) da:

$$V \, \alpha \, T \, \frac{1}{P} \quad entonces \quad V = RT \frac{1}{P} \, n$$

Dónde: R: constante de proporcionalidad (Constante universal de los gases)

$$PV = nRT$$

Valores de R:

$$R = 0.082\ \frac{atm\,.\,L}{mol - g\,.\,°K}$$

$$R = 62.4\ \frac{mmHg\,.\,L}{mol - g\,.\,°K}$$

$$R = 10.8\ {}^{lb}/_{pulg^2}\ .pie^3$$

$$Si\ n = \frac{m}{P_M}$$

$$PV = \frac{m}{P_M}\ RT$$

mol-g . °R

Dónde: n = número de moles
m = masa o peso
PM = peso molecular

Ejemplo.

1. ¿Cuál es el volumen de 34g de amoniaco a 25°C y 512 mmHg?}

Datos:
V = ?
m = 34g
T = 25°C = 298°K
P = 512mmHg
PM NH_3= 17g/mol
R = 62.4

$$PV = \frac{m}{PM}RT$$

$$V = \frac{m}{PM\ P}RT$$

$$V = \frac{34}{(17)(512)}(62.4)(298)$$

V = 72.6L

Practicar:
¿Qué volumen ocuparán a condiciones normales 0.80g de ácido nítrico?

EJERCICIOS



1. ¿Cuál es la masa de 5L de butano que se encuentra a una temperatura de 15°C y 512 mmHg?
2. Determinar la densidad de los siguientes gases en condiciones normales:

   a. hidrógeno molecular

   b. helio

   c. oxígeno

   d. nitrógeno

3. ¿Qué volumen ocupa 30.1 x 10^{23} moléculas de gas propano que se encuentra a 37°C y 750 mmHg?

4. Determinar el peso molecular de un gas si ocupa un volumen de 0.5 L a 0°C y 1 atm?

17. TERMOQUÍMICA



Como conclusión de la experiencia, la energía no puede crearse ni destruirse sino sólo transformarse de una forma en otra, en el curso de los fenómenos físicos y químicos. Esta es la definición de la ***primera ley de la termodinámica.*** Al aplicar en química da origen a la termodinámica, que interpreta los efectos térmicos de las reacciones químicas, pudiéndose calcular el calor de reacción a distintas temperaturas, cuando se conoce su valor en el estado estándar (1 atmósfera y 25° C) y la variación de las capacidades caloricas de los reactivos y productos en el trayecto de temperatura.

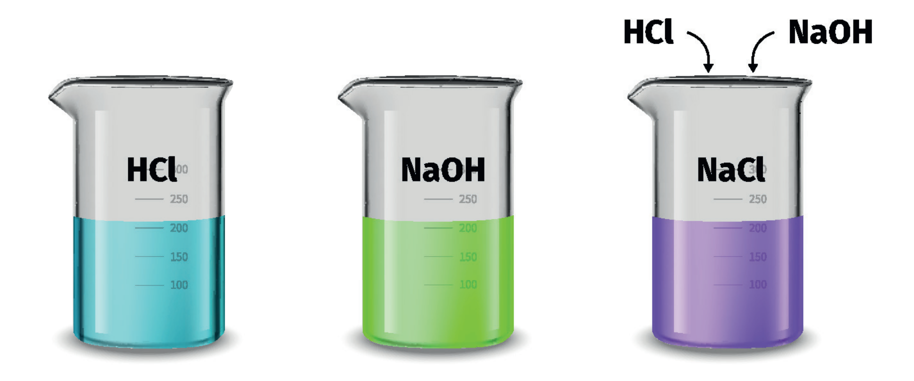
17.1. ALGUNAS DEFINICIONES

SISTEMA. Un sistema es una parte específica del universo de interés para nosotros. Para los químicos, los sistemas comúnmente incluyen sustancias implicadas en cambios físicos y químicos, Cuando observamos una reacción química en el laboratorio, las

sustancias químicas suelen constituir el sistema. El recipiente y todo lo que le rodea se considera el entorno.

Ejemplo:

Reconozca el sistema y entorno en los gráficos:



El sistema en los gráficos está representado por las soluciones de HCl; NaOH y NaCl.

El entorno lo constituyen los recipientes y el aire.

ENERGÍA. Frecuentemente se define como la capacidad de hacer trabajo. Algunas formas de energía que son de particular interés para los procesos químicos son:

La energía radiante del sol (energía solar) es la fuente de energía primaria de la tierra. La energía solar es la responsable del calentamiento de la atmósfera y de la superficie de la tierra, del crecimiento de las plantas a través del proceso conocido como fotosíntesis y de los patrones de clima globales.

La energía térmica es la energía asociada con el movimiento aleatorio de los átomos y las moléculas. En general, la energía térmi-

ca se puede calcular a partir de mediciones de temperatura – mientras más vigorosa sea el movimiento de los átomos y moléculas en una muestra, estará más caliente y mayor será su energía térmica.

Es importante entender la diferencia entre energía térmica y calor. El calor es la transferencia de energía entre dos cuerpos que están a diferentes temperaturas.

La energía química es una forma de energía almacenada entre las unidades estructurales de las sustancias, a través de los enlaces que forman cuando las sustancias participan en las reacciones químicas, la energía química se libera, almacena o convierte en otras formas de energía.

Todas las formas de energía se pueden intercambiar (al menos en principio). Se siente calor cuando se está bajo la luz del sol porque la energía radiante del sol se convierte en energía térmica en la piel. Cuando se hace ejercicios, la energía química almacenada en el cuerpo se utiliza para producir la energía cinética del movimiento. Los científicos han llegado a la conclusión de que a pesar de que la energía puede asumir muchas formas que son mutuamente interconvertibles, la energía no se puede destruir ni crear. Cuando una forma de energía desaparece, alguna otra forma de energía (de igual magnitud) debe aparecer, y viceversa. Se supone en consecuencia que la energía total del universo permanece constante. Este enunciado por lo general se conoce como la ley de la conservación de la energía.

17.2 ECUACIÓN TERMOQUÍMICA.

Es una ecuación química que incluye la cantidad de energía, en forma de calor, que es transferida en la reacción. Este calor, ge-

neralmente expresado en Kilocalorias (Kcal), Kilojoules (KJ), puede considerarse como un producto o necesaria para su desarrollo en la ecuación balanceada. A una reacción que libera calor se le denomina reacción exotérmica y a una que absorbe calor se le denomina reacción endotérmica. La cantidad de calor tanto absorbida como liberada en una reacción se le llama flujo calórico, designado como Q y puede ser expresado como ΔH.

Si el sistema libera calor, el flujo calórico se expresa con signo negativo; si el sistema absorbe calor, éste es positivo.

Las ecuaciones termoquímicas son como cualquier otra ecuación química en que el flujo calórico es simplemente parte de la ecuación total. Por tanto, la cantidad de calor se considera en cálculos estequiométricos tal como los reaccionantes y los productos de una reacción balanceada.

$$aA + bB \rightarrow cC + dD \qquad \Delta H$$

Hay muchas relaciones que pueden obtenerse, tales como las siguientes:

1. Relaciones estequiométricas entre moles de productos y reactantes y cantidad de calor, tal como:

$$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l) \qquad \Delta H = -136Kcal$$

2 moles H_2 requiere 136 Kcal

2 moles H_2O almacenan 136 Kcal

Ejemplo:

1. Calcular la cantidad de calor producido en la combustión de 10 g de C_2H_6, el cual se quema en oxígeno de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$2C_2H_6(g) + 7O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 6H_2O(l) \quad \Delta H = -750Kcal$$

a. ¿Cuál es el flujo de calor (Q)?

b. ¿La reacción es endotérmica o exotérmica?

c. Calcule Q para la reacción.

Solución:

$$C_2H_6(g) + 7/2O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$$

a. En ecuaciones de este tipo, se entiende que se considera los moles y no los átomos y moléculas, es decir:

2 moles de C_2H_6 producirán 750Kcal de calor

$$10g\ CH\ x = \frac{1\ mol\ C_2H_6}{30g\ C_2H_6}\ x\ \frac{750\ Kcal}{2\ molC_2H_6} = 125\ Kcal$$

Así, el sistema libera 125 Kcal de calor. Por tanto: *Q = - 125 Kcal*

b. Entonces, la reacción es exotérmica por que se libera calor.

c. Puesto que la reacción original ha sido dividida por 2, para esta ecuación Q es – *750/2 Kcal = - 375 Kcal.*

EJERCICIOS



1. ¿Qué es un sistema y que tipos existe?
2. Represente los tres tipos de sistemas con un frasco de agua.
3. Ponga 4 ejemplos de procesos en la cual participa la energía radiante.
4. Enuncie la ley de la conservación de la energía.
5. ¿Qué es una reacción exotérmica?
6. ¿Qué es una reacción endotérmica?
7. Calcular la cantidad de calor producido en la combustión de 500g de gas propano (C3H8), el cual se quema en oxígeno de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$C_3H_8(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l) \quad \Delta H = -781.6 \text{ Kcal}$$

   a. ¿Cuál es el valor de Q?
   b. ¿La reacción es endotérmica o exotérmica?

8. De acuerdo a la ecuación:

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO(g) \quad \Delta H = -52.8 \text{ Kcal}$$

Cuanto de energía se libera o requiere para la formación de 100g de CO.

9. Establezca dos diferencias entre calor y temperatura.

17.3. ENTALPÍA

Para expresar el calor liberado o absorbido en un proceso a presión constante, se utiliza la cantidad llamada entalpía la cual se designa por el símbolo H. El cambio de entalpía durante un proceso a presión constante se representa por ΔH (“delta H” donde el símbolo Δ denota cambio), y es igual al calor liberado o absorbido por el sistema durante el proceso.

Por ejemplo, en la reacción:

$$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l) \quad \Delta H = -136\ Kcal$$

La diferencia en el contenido del calor en 2 moles de gas de H_2 más un mol de gas de O_2 y 2 moles de H_2O líquida es 136 Kcal. Por tanto, el ΔH para esta reacción es –136 Kcal puesto que el calor es liberado por el sistema.

17.1. ENTALPÍA DE REACCIÓN Y DE FORMACIÓN

El flujo de calor (Q) en una reacción a presión constante es igual al cambio de entalpía en la reacción. Esto es lo que se llama calor de reacción o ΔH de reacción (ΔHr).

El calor de formación de un compuesto (ΔH_f) se define como el ΔHr para la formación de 1 mol del compuesto a partir de los elementos en el estado estándar. El estado estándar se define como la forma más estable de un elemento, tal como $O_{2(g)}$ para el oxígeno. El contenido de calor de un elemento libre en el estado estándar se toma igual a cero.

Por ejemplo, para encontrar el calor de formación (ΔH_f) del CO_2, podemos medir el calor de reacción (ΔHr) para la reacción:

$$C(s) + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$$

A 25° y 1 atm (atmósfera) de presión, se encuentra que experimentalmente es igual a –94.1 Kcal; es decir, que se liberan 94.1 Kcal de calor en esta reacción. Por tanto, el ΔHf del CO2(g) es –94.1 Kcal/mol.

Ejemplo:

a. Calcule el ΔHf del CO de la siguiente reacción:

$$2\,C(s) + O_2 \rightarrow 2CO(g) \quad \Delta H = -52.8\ Kcal$$

El calor de ΔHr para la reacción tal como está escrito es – 52.8 Kcal. Sin embargo, no es el ΔHf del CO, puesto que la reacción tal como está escrita involucra la formación de 2 moles de CO. Por tanto, para calcular ΔHf, debemos dividir por 2 toda la ecuación para dar

$$C(s) + 1/2O_2 \rightarrow CO_{(g)} \quad \Delta H = -26.4\ Kcal$$

Así ΔHf de CO = - 26.4 Kcal/mol

Practicar:

Calcule el AHf para el butano de la siguiente reacción:

$C_4H10 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O \qquad \Delta H = -1.27\ Kcal$

EJERCICIOS



1. ¿Qué es entalpía?
2. En la combustión del hidrógeno gaseoso con el oxígeno, diga Ud. Quienes lo forman el:

   a. Sistema **b.** Entorno

3. ¿Cuánto calor se produce cuando se queman 4.50 g de gas metano en un sistema a presión constante?

$$CH_{4(g)} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O \quad \Delta H = 890KJ$$

4. El nitrato de amonio se puede descomponer explosivamente de acuerdo con la reacción siguiente:

$$NH_4NO_3(s) \rightarrow N_2O(g) + H_2O_{(g)} \quad \Delta H = -37\ KJ$$

Calcule la cantidad de calor producido cuando se descomponen 2.5 g de nitrato de amonio a presión constante.

5. ¿Cuál es el calor de combustión del propano? según la siguiente ecuación: (usar tabla)

$$C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

6. En la siguiente ecuación

$$C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

7. Calcule el calor de reacción (Usar tabla)

17.4. CALORIMETRÍA.

Es la medición de los cambios de calor que experimenta un cuerpo.

a. TEMPERATURA. Es la medida relativa del grado de calor de un cuerpo, es decir, se deriva de la idea de medir el calor o frialdad relativos de un cuerpo.

La temperatura de un cuerpo se mide con un termómetro.

b. CALOR. Es el resultado de los movimientos de vibración, rotación y traslación.

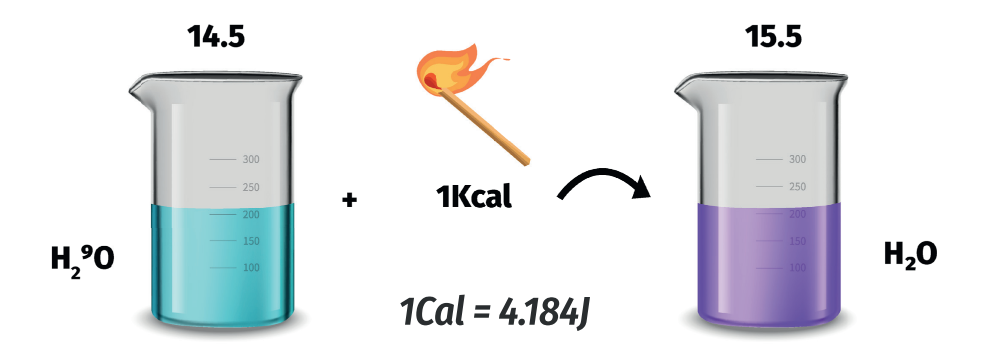
El calor es una energía en tránsito, siempre fluye de una zona de mayor temperatura a una zona de menor temperatura, con lo que eleva la temperatura de la segunda y reduce de la primera, siempre que el volumen de los cuerpos se mantenga constante.

El calor se mide con los llamados calorímetros.

> ***Nota.*** *La energía no fluye desde un objeto de temperatura baja a un objeto de temperatura alta si se realiza trabajo.*

UNIDADES DE CALOR. El calor como una forma de energía se mide en el S.I. en JOULE (J), pero también se mide en:

CALORIAS. (Cal) Es la cantidad de calor (energía) que se requiere para elevar la temperatura de 1g de agua en 1°C.



Una Kilocaloría (1000cal) equivale a una Caloría escrita (con mayúscula) empleada para expresar los valores de energía de los alimentos.

B.T.U. (British Thermal Unit) Es la cantidad de calor que se requiere para elevar la temperatura de 1lb de agua en 1°F (Utilizada frecuentemente en ingeniería

1 BTU = 1.054J

c. CALOR ESPECÍFICO. (s) El calor específico de una sustancia es la cantidad que se requiere para elevar un grado Celsius la temperatura de un gramo de la sustancia.

UNIDAD.- J/g x °C

d. CAPACIDAD CALORÍFICA. (C) La capacidad calorífica de una sustancia es la cantidad de calor requerido para elevar en un grado Celsius la temperatura de una cantidad dada de sustancia.

UNIDAD: J/ °C

La relación entre capacidad calorífica (c) y el calor específico (s) de una sustancia es:

$$C = ms$$

Dónde: ***m es la masa en gramos de la sustancia***

Si se conocen el calor específico y la cantidad de sustancia, entonces el cambio en la temperatura (Δt) de la muestra indicará la cantidad de calor (q), que ha sido absorbido. La ecuación para calcular el cambio de calor liberado en un proceso específico está dado por,

$$q = ms\,\Delta t$$
$$q = C\,\Delta t$$

Donde m es la masa de la muestra y Δt es el cambio de la temperatura,

$$\Delta t = t_{final} - t_{inicial}$$

La convención para el signo es:
(q) es positivo para procesos endotérmicos
(q) es negativo para procesos exotérmicos

Sustancia	Calor específico (J/g °C)
Al	0.900
Au	0.129
C (grafito)	0.720
C (diamante)	0.502
Cu	0.385
Fe	0.444
Hg	0.139

H_2O 4.184
C_2H_5OH (etanol) 2.46

Ejemplo:
Se calienta una muestra de agua de 466 g de 8.50°C a 74.60°C. Calcúlese la cantidad de calor absorbido por el agua.

Solución:

Datos: q = X

m = 466g

s = 4.184J/g °C

t_2 (temperatura final) = 74.60°C

t_1 (temperatura inicial) = 8.5°C

$$q = ms\,\Delta t$$
$$q = (466g)(4.184J/g\,°C)\,(74.6°C - 8.5°C)$$
$$q = 1.29 \times 10^5 J$$
$$q = 129\ KJ.$$



EJERCICIOS

1. ¿Qué es calorimetría?
2. Establezca tres diferencias entre temperatura y calor
3. ¿Qué es calor específico?
4. La capacidad calorífica es:
   a. Sinónimo de calor liberado
   b. Cantidad de calor

c. El calor requerido para elevar en 1°C un gramo de sustancia

d. El calor requerido para elevar en 1°C una masa de sustancia

5. Calcular la capacidad calorífica de 10g de hierro. Un trozo de plata cuya masa es 362g tiene una capacidad calorífica de 85.7J/°C. ¿Cuál es calor específico de la plata?

6. Determinar la masa de un pequeño bloque de oro si su capacidad calorífica es de 12.9J/°C.



18. ELECTROQUÍMICA



La electroquímica es una parte de la química que estudia la relación entre la energía eléctrica con la energía química. Dado que todas las reacciones químicas implican intercambio de electrones de una sustancia a otra, su acción puede entenderse en términos de reacciones redox.

18.1. DIVISIÓN DE LAS CELDAS ELECTROQUÍMICAS

Existen dos tipos de celdas en las que se llevan a cabo los procesos electroquímicos:

CELDA ELECTROLÍTICA. Utiliza la energía eléctrica para provocar una reacción química. Llamada también **electrólisis.**

CELDA GALVÁNICA. Utiliza las reacciones químicas para generar electricidad.

RECUERDA

Las celdas galvánicas almacenan electricidad
Las celdas electrolíticas consumen electricidad

IMPORTANTE: En el estudio de los procesos electroquímicos es necesario conocer algunas definiciones básicas y unidades eléctricas.

18.2. DEFINICIONES BÁSICAS

1. **CORRIENTE ELÉCTRICA.** Es la velocidad con la que se transfiere la carga, su unidad más común es el ampere (A).
2. **DIFERENCIA DE POTENCIAL.** La diferencia de potencial se presenta entre dos puntos de un determinado conductor, es la que da lugar al transporte de carga de un punto a otro; su unidad más común es el voltio (V).
3. **ELECTROLITO.** Electrolito es todo cuerpo que en solución (en agua u otra sustancia análoga) conduce la corriente eléctrica.
4. **ELECTRÓLISIS.** La electrólisis es la descomposición de un electrolito por la corriente eléctrica.
5. **ELECTRODOS.** Los electrodos son los conductores (generalmente metálicos) que se introducen en el electrolito. Estos electrodos pueden ser:
   - **ANODO:** Es el electrodo positivo
   - **CÁTODO:** Es el electrodo negativo
6. **CELDA.** Llamada también cuba o voltámetro, es el recipiente donde se realiza el proceso electroquímico.

7. **CARGA ELÉCTRICA. (Q)** Es el número de electrones que se reciben o se entregan, su unidad es el Coulomb (C)

8. **INTENSIDAD DE CORRIENTE.** Es la cantidad de electricidad o carga eléctrica que pasa por una sección de un conductor en una unidad de tiempo. Su unidad es el Amperio.

$$I = Q/t$$



EJERCICIOS

1. ¿Qué estudia la electroquímica?
2. Señale la diferencia entre celda electrolítica y celda galvánica
3. ¿Qué es un electrodo?
4. La diferencia de potencial es: (marque con V si es verdadero y F si es falso, si es falso a que definición pertenece
   - a. La cantidad de carga eléctrica que pasa por una sección
   - b. El conductor que terminan en el electrolito
   - c. El recipiente donde se realiza el proceso electroquímica
   - d. El que se produce entre dos puntos para el transporte de carga
5. Si se transmiten 200 Coulomb en 4 minutos por una sección de un conductor. ¿Calcular la cantidad de electricidad que pasa por dicha sección del conductor?



19.3. ELECTRÓLISIS

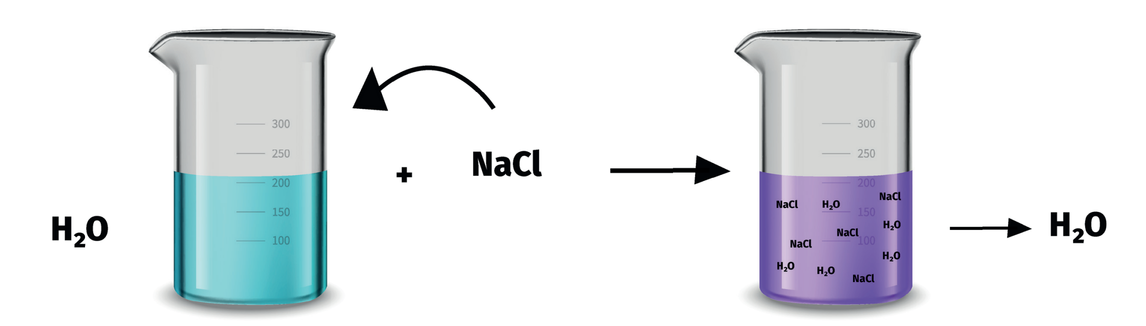
Es el proceso en el cual la energía eléctrica se usa para provocar una reacción química.

18.3. ELEMENTOS DE LA ELECTRÓLISIS.

Los elementos son:

- Electrolito
- Electrodos
- Voltámetro
- Fuente de energía
- Conductores externos

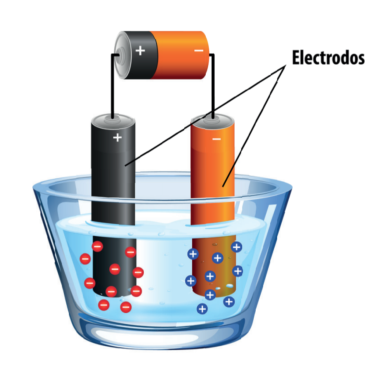
ELECTROLITOS. Es una sustancia que, cuando se disuelve en agua, forma una disolución que conduce la corriente eléctrica, debido a que la sustancia se disocia en sus respectivos iones.



ELECTRODOS. Los electrodos son los conductores (generalmente metálicos) que se introducen en el electrolito. Estos electrodos son:

ANODO: Es el electrodo positivo, y se encarga en atraer a los iones negativos de la solución. Se produce la oxidación

CÁTODO: Es el electrodo negativo, y se encarga de atraer a los iones positivos de la solución. Se produce la reducción.



VOLTÁMETRO. Llamada también cuba o celda, es el recipiente donde se realiza el proceso de la electrólisis.



FUENTE DE ENERGÍA. Es el dispositivo que proporciona la corriente eléctrica.



CONDUCTORES EXTERNOS. Son los cables de corriente que conectan la fuente a los electrodos

18.4. APLICACIONES DE LA ELECTRÓLISIS

Entre varias, podemos indicar:

Refinación de los metales

Galvanoplastía. Rama de la electroquímica que se ocupa del estudio de los recubrimientos de los metales o de cualquier superficie conductora. Ejemplo:

- Cobreado
- Dorado
- Niquelado
- Cromado
- Etc.



EJERCICIOS

1. ¿Qué es la electrólisis?
2. ¿Durante la electrólisis, se produce reacción? ¿Qué clase de reacción? Porque
3. ¿Qué nombre toma el electrodo positivo? Porque
4. Determina si cada uno de los enunciados siguientes es verdadero (V) o falso (F), si es falso realiza la corrección.

    a. Los electrolitos son los que permiten el paso de la corriente eléctrica

b. Los electrolitos no sufren cambio

c. Los electrodos producen iones

d. El catión se dirige al cátodo y el anión al ánodo

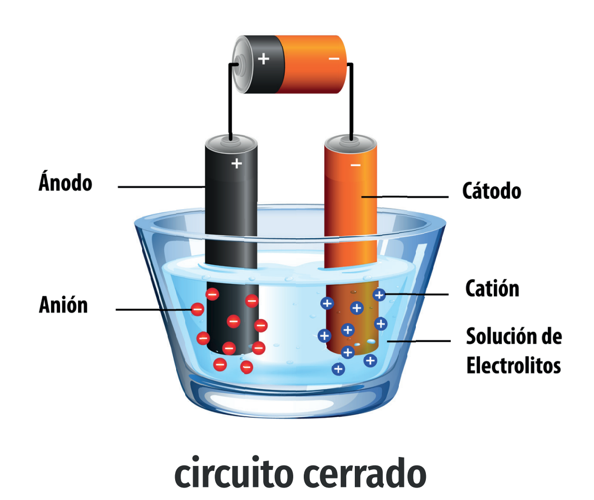
5. a. Indique en que electrodo se produce la oxidación. ¿POR QUÉ?

b. En que electrodo se produce la reducción: ¿POR QUÉ?

18.5. MECANISMO DE LA ELECTRÓLISIS

El mecanismo por la cual una corriente eléctrica pasa por una solución se comprende mejor con un ejemplo específico. Con este fin consideremos una celda, observe la figura, compuesta de electrodos conectados a una fuente de corriente B y sumergidos en una solución acuosa de cloruro de sodio. El electrodo C, conectado al lado negativo de B, se denomina cátodo, y es aquél por la cual entran los electrones a la solución procedentes de B, por ejemplo, una batería. Al mismo tiempo, el electrodo A, conectado al lado positivo de la batería se denomina ánodo, por el cual salen los electrones de la solución y regresan a B. En la solución tenemos iones cloro y sodio, y también alguno de hidrógeno y oxhidrilo debidos a la ionización muy ligera del agua. Ahora bien, cuando el circuito se cierra y pasa la corriente por la solución, se encuentra que el gas cloro escapa en el ánodo y el hidrógeno en el cátodo, mientras que se forma hidróxido de sodio en la solución inmediatamente próxima al cátodo.

ELECTRÓLISIS



circuito cerrado

La explicación de estos dos cambios es la siguiente: Los electrones entran en la solución por el cátodo C y al combinarse con los iones hidrógeno forman el elemento monoatómico. Entonces se combinan dos átomos de hidrogeno formando una molécula de gas que escapa del electrodo. Las reacciones que tienen lugar pueden representarse así:

$$2H^{+} + 2e^{-} \text{ (electrones)} = 2H$$

$$2H = H_{2(g)}$$

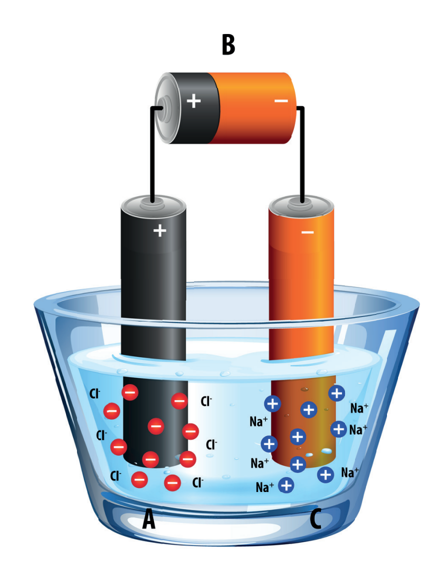
Los electrones abandonan la solución en el ánodo, por descarga de los iones cloro y cada uno de éstos produce un electrón convirtiéndose en un átomo de cloro. Los electrones liberados de esta manera fluyen por el circuito externo desde el electrodo a la fuente de potencial, mientras que los átomos de cloro se combinan entre sí para formar cloro gaseoso que escapa. Aquí las reacciones son:

$$2Cl- = 2Cl + 2e- \text{ (electrones)}$$

$$2Cl = Cl_{2(g)}$$

Vemos, pues, que los electrones desaparecen en el cátodo para formar una molécula de hidrógeno, y simultáneamente otros dos se forman en el ánodo por los iones cloro al formar una molécula de cloro. El resultado neto es una transferencia de dos electrones desde el cátodo al ánodo.

Al cerrar el circuito, los iones negativos o aniones, emigran hacia el ánodo, mientras que los positivos o cationes van hacia el cátodo. Como estas partículas están cargadas, su movimiento constituye una corriente eléctrica.



De la discusión anterior se deduce que el **mecanismo de la electrólisis** se resume estableciendo que:



a. *Los electrones entran y salen de la solución a consecuencia de los cambios químicos que se efectúan en los electrodos, y*

b. *Los electrones pasan por la solución debido a la emigración iónica, y lo hacen de manera que entran tantos como salen.*

EJERCICIOS



1. En cada una de las siguientes afirmaciones determina si es V o F , si es F realiza la corrección:

   a. Los electrones entran en la solución por el ánodo ( )

   b. El electrodo positivo se denomina ánodo ( )

   c. Los electrones abandonan la solución en el cátodo ( )

   d. Los aniones se mueven hacia ánodo ( )

   e. La corriente eléctrica circula por la presencia de iones

   f. El cátodo se conecta al lado positivo de la batería ( )

2. El hidróxido de sodio próximo a que electrodo se forma.

3. Que iones están presentes en la solución.

18.6. LEYES DE FARADAY

Se trata de leyes que relacionan la corriente eléctrica (Q) con la masa que se deposita o libera en cada electrodo como producto de la electrólisis.

Faraday físico Inglés fue el que descubrió ésta relación y planteó 2 leyes que llevan su nombre.

a. PRIMERA LEY DE FARADAY

“La masa (m) que se deposita o libera en un electrodo es directamente proporcional a la cantidad de electricidad pasa por la solución”

$$m \propto Q \longrightarrow \mathbf{m = KQ}$$

Donde:

m = masa depositada o liberada
K = constante de proporcionalidad
Q = carga eléctrica.

b. SEGUNDA LEY DE FARADAY

“Para una misma cantidad de electricidad, las masas de diferentes sustancias liberadas o depositadas son proporcionales a sus masas equivalentes”

Podemos expresar esta ley indicando que en cada electrodo se deposita o libera el mismo número de equivalentes gramo.

N° eq-g B = N° eq-g D

De estas dos leyes de Faraday se genera las definiciones siguientes:

18.7. EQUIVALENTE ELECTROQUÍMICO (EQ-EQ)

Un equivalente electroquímico es la cantidad de sustancia que se deposita en el electrodo debido al paso de 1 coulomb. (1C).

$$m(x) \to Q$$
$$1\ eq-eq \to 1C$$
$$\to \quad 1\ eq-eq = \frac{m(x)}{Q}$$

a. EQUIVALENTE GRAMO (eq-g)

Un equivalente gramo es la cantidad de sustancia que se deposita en el electrodo debido al paso de 96500 columb (96500 C) o 1 faradio (1F).

$$m(x) \to Q$$
$$1\ eq-g \to 96500C$$
$$1\ eq-eq = \frac{m(x)}{Q}$$

$$1\ eq-g \to 96500C$$
$$1\ eq-eq \to 1C$$
$$1eq-g = 96500\,.\,eq-eq$$

Si queremos determinar la masa que se deposita o libera en el electrodo utilizaremos generalmente la última ecuación:

$$m(x) = \frac{1eq-g.Q}{96500}$$

Q = carga eléctrica en C

$$m(x) = \frac{1eq-g.Q}{1}$$

Q = Carga eléctrica en F

Si Q = It

$$m(x) = \frac{1eq-g.Q}{96500}$$

I: Intensidad de corriente en amperios

t: tiempo en segundos



¡RECUERDA QUE!

Un eq-g de un átomo o molécula se halla de la siguiente manera:

EJERCICIOS



1. Hallar el equivalente electroquímico del cinc.(P.A.: Zn = 65)
2. A través de una solución de nitrato de cobre(II) circula una corriente de 0.965 C. Hallar la masa en gramos de cobre que se deposita en el electrodo (P.A.: Cu = 63.5)
3. A través de una solución de nitrato de hierro (III) circula una corriente durante una hora con una intensidad de 9,65 amperios(A). Hallar la masa en gramos de hierro que se deposita en el electrodo. (P.A.: Fe = 56)
4. Se tiene dos soluciones, una de sulfato de cobre (II) y otra de nitrato de plata; donde circula una corriente de 2F. ¿Cuántos gramos de cobre se deposita en un electrodo, si en el otro se deposita 1.08g de plata? (P.A.: Ag = 108; Cu = 63.5)
5. Dos pilas electrolíticas están conectadas en serie y contienen cloruro férrico y cloruro niquélico al circular la corriente eléctrica se deposita una determinada masa de hierro y níquel que sumados dan 4 g. ¿Cuál será la diferencia de estas masas
6. ¿En cuántas horas se depositarán en el cátodo todo el cobre que se encuentra disuelto en 10L de una solución 0.5M de sulfato cúprico? La electrólisis se realiza en una corriente de 20amperes.

7. Se tiene una solución que contiene 0.8 moles de sulfato de aluminio ¿en qué tiempo se depositará todo el aluminio en el electrodo si la intensidad del sistema es de 95.6 Amp?. (P.A.: Al = 27)

18.8. CELDAS GALVANICAS

También denominadas PILAS GALVANICAS, son sistemas donde obtenemos corriente eléctrica a partir de una reacción de oxidación – reducción.

ELEMENTOS

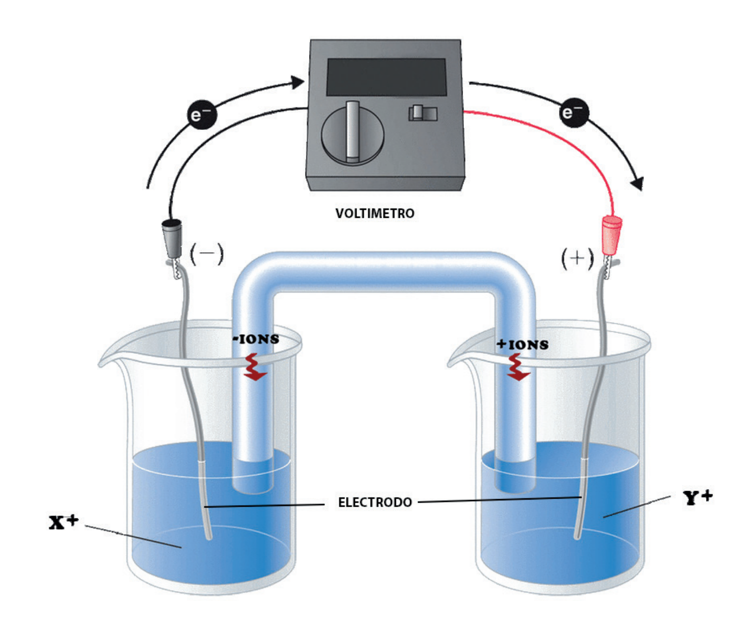
ELECTRODOS. Son conductores metálicos que están sumergidos en la solución de un electrolito que permite el paso de los electrones, y pueden ser:

- **Cátodo** de signo negativo, en el cual tiene lugar la reacción de reducción
- **Ánodo** de signo positivo, en el cual tiene lugar la oxidación.

SEMICELDAS.- Existen dos semiceldas, son las soluciones electrolíticas, en donde se sumerge el electrodo y están unidos mediante un tubo en U. (puente salino) en cuyo interior se encuentra una solución de KCl. Por el puente salino emigran los iones para anular el exceso de carga.

VOLTIMETRO. Es un instrumento que nos permite detectar la fuerza electromotriz (f.e.m.) o potencial de la celda.

CIRCUITO EXTERNO. Es el conductor que une ambos electrodos, es el medio por la cual circula los electrones.



NOTACIÓN DE UNA CELDA O PILA. La notación simplificada para describir celdas galvánicas, es la siguiente:



Por convención, el proceso anódico (reacción de oxidación) siempre se pone a la izquierda y el proceso catódico (reacción de reducción) a la derecha. La raya vertical indica una separación entre el electrodo y la solución electrolítica. La doble línea vertical representa la separación de las dos soluciones electrolíticas.

Ejemplo:

a. *Cu / $CuSO_4$ (1M) // $AgNO_3$ (0.1M) /Ag*

b. *Zn / $Zn(NO_3)_2$ (0.2M) // $CuSO_4$ (0.5M) / Cu*

EJERCICIOS



1. ¿Qué es el puente salino?
2. El voltímetro cumple la función de:
   a. Reducir a un electrolito
   b. Oxidar a un elemento
   c. Detectar al oxidante
   d. Detectar la fuerza electromotriz
3. ¿Qué representa la raya vertical en una notación de una celda?
4. Marque lo correcto con V y si es falso corrija:
   a. El cátodo se pone a la izquierda ( )
   b. En el ánodo se produce la reacción de oxidación ( )
   c. El electrodo se sumerge en el puente salino ( )
   d. El circuito externo une los electrodos ( )
   e. La oxidación en la notación de una celda va a la derecha ( )
6. Esquematice las siguientes celdas:
   a. Ag^{+} (0.2M) → Ag^{o}
   Fe^{+2} (0.5M) → Fe^{+3} (0,1M)

b. Zn^{+2} (0.2M) → Zn

Mn → Mn^{+2} (0.2M)

c. Cu → Cu^{+2} (1M)

Ag^{+} (0.1M) → Ag

d. Fe → Fe^{+2} (0.1M)

Cu^{+2} (0.5M) → Cu

e. Li → Li^{+} (1M)

K^{+} (0.1M) → K

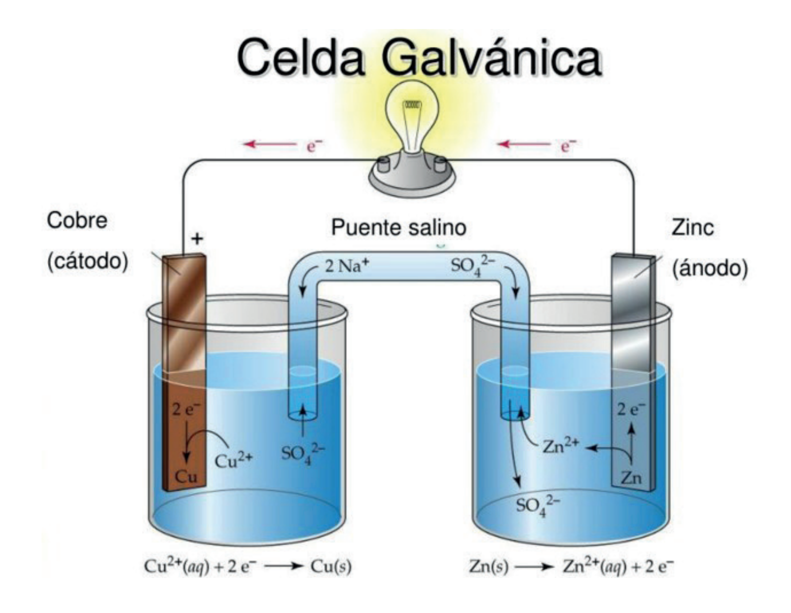
f. MnO_4^- (0.1M) $+H^{+}$ → Mn^{+2} (0.2M) + H_2O

$2Cl^{-}$ (0.5M) → Cl_2

18.9. MECANISMO DE FUNCIONAMIENTO DE LA CELDA GALVÁNICA

El funcionamiento de una celda galvánica se basa en las reacciones redox.

Un aspecto característico de las reacciones redox es que existe transferencia de electrones los que constituye finalmente la corriente eléctrica.



Como se muestra en la figura, la electricidad se transporta a través de una celda electroquímica por tres mecanismos:

1. Los electrones transportan electricidad a través de los electrodos y del circuito externo.
2. Los aniones y cationes transportan electricidad por el interior de la celda. Como se muestra en la figura, los iones de cobre y plata se mueven hacia el cátodo de plata, mientras que los aniones, como sulfato, nitrato son atraídos al ánodo de cobre. Dentro del puente salino, los iones cloruro migran hacia el interior del compartimento del cobre, mientras que los iones potasio se mueven en dirección opuesta.
3. La conducción iónica en la disolución va acoplada a la conducción por los electrones en los electrodos, que tienen lugar por reacción de reducción en el cátodo y reacción de oxidación en el ánodo.

EJERCICIOS



1. Por qué se produce transferencia de electrones en una reacción redox.
2. La función que cumple el puente salino es:
   a. Producir electricidad
   b. Unir la celda con el electrodo
   c. Conectar el voltímetro con la celda
3. Como se transporta la electricidad a través de una celda.
4. Los iones de cobre migran hacia el:
   a. Electrodo de cobre
   b. Ánodo
   c. Cátodo de cobre
   d. Cátodo de plata
5. Como se realiza la conducción de la solución salina.
6. En el puente salino como se transportan los iones.
7. Que es el puente salino.
8. Que son los electrodos y como se transportan los electrones a través de e.
9. Porque se caracteriza una celda galvánica.

POTENCIALES ESTÁNDAR DE ELECTRODOS

Semirreacción de Reducción		Potencial estándar (vol)	
$Li^{+}(aq) + e^{-}$	→	$Li(s)$	-3.05
$Rb^{+}(aq) + e^{-}$	→	$Rb(s)$	-2.98
$K^{+}(aq) + e^{-}$	→	$K(s)$	-2.93
$Cs^{+}(aq) + e^{-}$	→	$Cs(s)$	-2.92
$Ba^{2+}(aq) + 2e^{-}$	→	$Ba(s)$	-2.91
$Sr^{2+}(aq) + 2e^{-}$	→	$Sr(s)$	-2.89
$Ca^{2+}(aq) + 2e^{-}$	→	$Ca(s)$	-2.76
$Na^{+}(aq) + e^{-}$	→	$Na(s)$	-2.71
$Mg^{2+}(aq) + 2e^{-}$	→	$Mg(s)$	-2.38
$H_2 + 2e^{-}$	→	$2H^{-}$	-2.25
$Be^{2+}(aq) + 2e^{-}$	→	$Be(s)$	-1.85
$Al^{3+}(aq) + 3e^{-}$	→	$Al(s)$	-1.66
$Ti^{2+}(aq) + 2e^{-}$	→	$Ti(s)$	-1.63
$TiO(s) + 2H^{+} + 2e^{-}$	→	$Ti(s) + H_2O$	-1.31
$Ti_2O_3(s) + 2H^{+} + 2e^{-}$	→	$2TiO(s) + H_2O$	-1.23
$Ti^{3+}(aq) + 3e^{-}$	→	$Ti(s)$	-1.21
$Mn^{2+}(aq) + 2e^{-}$	→	$Mn(s)$	-1.18
$V^{2+}(aq) + 2e^{-}$	→	$V(s)$	-1.13
$Sn(s) + 4H^{+} + 4e^{-}$	→	$SnH_4(g)$	-1.07
$SiO_2(s) + 4H^{+} + 4e^{-}$	→	$Si(s) + 2H_2O$	-0.91
$B(OH)_3(aq) + 3H^{+} + 3e^{-}$	→	$B(s) + 3H_2O$	-0.89
$TiO^{2+}(aq) + 2H^{+} + 4e^{-}$	→	$Ti(s) + H_2O$	-0.86
$2 H_2O(l) + 2e^{-}$	→	$H_2(g) + 2 OH^{-}(aq)$	-0.83
$Zn^{2+}(aq) + 2e^{-}$	→	$Zn(s)$	-0.76
$Cr^{3+}(aq) + 3e^{-}$	→	$Cr(s)$	-0.74
$Au(CN)_2^{-}(aq) + e^{-}$	→	$Au(s) +2 CN^{-}(aq)$	-0.60
$2TiO_2(s) + 2H+ + 2e^{-}$	→	$Ti_2O_3(s) + H_2O$	-0.56
$Ga^{3+}(aq) + 3e^{-}$	→	$Ga(s)$	-0.53
$H_3PO_2(aq) + H^{+} + e^{-}$	→	$P(s) + 2H_2O$	-0.51

continuará...

Semirreacción de Reducción		Potencial estándar (vol)	
$H_3PO_3(aq) + 3H^+ + 3e^-$	→	$P(s) + 3H_2O$	-0.50
$H_3PO_3(aq) + 2H^+ + 2e^-$	→	$H_3PO_2(aq) + H_2O$	-0.50
$Fe^{2+}(aq) + 2e^-$	→	$Fe(s)$	-0.44
$2CO_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^-$	→	$HOOCCOOH(aq)$	-0.43
$Cr^{3+}(aq) + e^-$	→	$Cr^{2+}(aq)$	-0.42
$Cd^{2+}(aq) + 2e^-$	→	$Cd(s)$	-0.40
$PbSO_4(s) + 2e^-$	→	$Pb(s) + SO_4^{2-}(aq)$	-0.36
$GeO_2(s) + 2H^+ + 2e^-$	→	$GeO(s) + H_2O$	-0.37
$In^{3+}(aq) + 3e^-$	→	$In(s)$	-0.34
$Tl^+(aq) + e^-$	→	$Tl(s)$	-0.34
$Ge(s) + 4H^+ + 4e^-$	→	$GeH_4(g)$	-0.29
$Co^{2+}(aq) + 2e$	→	$Co(s)$	-0.28
$H_3PO_4(aq) + 2H^+ + 2e^-$	→	$H_3PO_3(aq) + H_2O$	-0.28
$V^{3+}(aq) + e^-$	→	$V^{2+}(aq)$	-0.26
$Ni^{2+}(aq) + 2e^-$	→	$Ni(s)$	-0.25
$As(s) + 3H^+ + 3e^-$	→	$AsH_3(g)$	-0.23
$MoO_2(s) + 4H^+ + 4e^-$	→	$Mo(s) + 2H_2O$	-0.15
$Si(s) + 4H^+ + 4e^-$	→	$SiH_4(g)$	-0.14
$Sn^{2+}(aq) + 2e^-$	→	$Sn(s)$	-0.14
$O_2(g) + H^+ + e^-$	→	$HO_2^{\cdot}(aq)$	-0.13
$Pb^{2+}(aq) + 2e^-$	→	$Pb(s)$	-0.13
$WO_2(s) + 4H^+ + 4e^-$	→	$W(s)$	-0.12
$CO_2(g) + 2H^+ + 2e^-$	→	$HCOOH(aq)$	-0.11
$Se(s) + 2H^+ + 2e^-$	→	$H_2Se(g)$	-0.11
$CO_2(g) + 2H^+ + 2e^-$	→	$CO(g) + H_2O$	-0.11
$SnO(s) + 2H^+ + 2e^-$	→	$Sn(s) + H_2O$	-0.10
$SnO_2(s) + 2H^+ + 2e^-$	→	$SnO(s) + H_2O$	-0.09
$WO_3(aq) + 6H^+ + 6e^-$	→	$W(s)$	-0.09
$P(s) + 3H^+ + 3e^-$	→	$PH_3(g)$	-0.06
$HCOOH(aq) + 2H^+ + 2e^-$	→	$HCHO(aq) + H_2O$	-0.03

continuará...

Semirreacción de Reducción			Potencial estándar (vol)
$2H^{+}(aq) + 2e^{-}$	→	$H_2(g)$	0.00
$H_2MoO_4(aq) + 6H^{+} + 6e^{-}$	→	$Mo(s) + 4H_2O$	+0.11
$Ge^{4+}(aq) + 4e^{-}$	→	$Ge(s)$	+0.12
$C(s) + 4H^{+} + 4e^{-}$	→	$CH_4(g)$	+0.13
$HCHO(aq) + 2H^{+} + 2e^{-}$	→	$CH_3OH(aq)$	+0.13
$S(s) + 2H^{+} + 2e^{-}$	→	$H_2S(g)$	+0.14
$Sn^{4+}(aq) + 2e^{-}$	→	$Sn^{2+}(aq)$	+0.15
$Cu^{2+}(aq) + e^{-}$	→	$Cu^{+}(aq)$	+0.16
$HSO_4^{-}(aq) + 3H^{+} + 2e^{-}$	→	$2H_2O(l) + SO_2(aq)$	+0.16
$SO_4^{2-}(aq) + 4H^{+} + 2e^{-}$	→	$2H_2O(l) + SO_2(aq)$	+0.17
$SbO^{+} + 2H^{+} + 3e^{-}$	→	$Sb(s) + H_2O$	+0.20
$H_3AsO_3(aq) + 3H^{+} + 3e^{-}$	→	$As(s) + 3H_2O$	+0.24
$GeO(s) + 2H^{+} + 2e^{-}$	→	$Ge(s) + H_2O$	+0.26
$Bi^{3+}(aq) + 3e^{-}$	→	$Bi(s)$	+0.32
$VO^{2+}(aq) + 2H^{+} + e^{-}$	→	$V^{3+}(aq)$	+0.34
$Cu^{2+}(aq) + 2e^{-}$	→	$Cu(s)$	+0.34
$[Fe(CN)_6]^{3-}(aq) + e^{-}$	→	$[Fe(CN)_6]^{4-}(aq)$	+0.36
$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^{-}$	→	$4OH^{-}(aq)$	+0.40
$H_2MoO_4 + 6H^{+} + 3e^{-}$	→	$Mo^{3+}(aq)$	+0.43
$CH_3OH(aq) + 2H^{+} + 2e^{-}$	→	$CH_4(g) + H_2O$	+0.50
$SO_2(aq) + 4H^{+} + 4e^{-}$	→	$S(s) + 2H_2O$	+0.50
$Cu^{+}(aq) + e^{-}$	→	$Cu(s)$	+0.52
$CO(g) + 2H^{+} + 2e^{-}$	→	$C(s) + H_2O$	+0.52
$I_2(s) + 2e^{-}$	→	$2I^{-}(aq)$	+0.54
$I_3^{-}(aq) + 2e^{-}$	→	$3I^{-}(aq)$	+0.54
$[AuI_4]^{-}(aq) + 3e^{-}$	→	$Au(s) + 4I^{-}(aq)$	+0.56
$H3AsO_4(aq) + 2H+ + 2e^{-}$	→	$H_3AsO_3(aq) + H_2O$	+0.56
$[AuI_2]^{-}(aq) + e^{-}$	→	$Au(s) + 2I^{-}(aq)$	+0.58
$MnO_4^{-}(aq) + 2H_2O(l) + 3e^{-}$	→	$MnO_2(s) + 4\ OH^{-}(aq)$	+0.59
$S_2O_3^{2-} + 6H^{+} + 4e^{-}$	→	$2S(s) + 3H_2O$	+0.60

continuará...

Semirreacción de Reducción		Potencial estándar (vol)	
$H_2MoO_4(aq) + 2H^+ + 2e^-$	→	$MoO_2(s) + 2H_2O$	+0.65
$O_2(g) + 2H^+ + 2e^-$	→	$H_2O_2(aq)$	+0.70
$Tl^{3+}(aq) + 3e^-$	→	$Tl(s)$	+0.72
$H_2SeO_3(aq) + 4H^+ + 4e^-$	→	$Se(s) + 3H_2O$	+0.74
$Fe^{3+}(aq) + e^-$	→	$Fe^{2+}(aq)$	+0.77
$Hg_2^{2+}(aq) + 2e^-$	→	$2Hg(l)$	+0.80
$Ag^+(aq) + e^-$	→	$Ag(s)$	+0.80
$NO_3^-(aq) + 2H^+(aq) + e^-$	→	$NO_2(g) + H_2O(l)$	+0.80
$[AuBr_4]^-(aq) + 3e^-$	→	$Au(s) + 4Br^-(aq)$	+0.85
$Hg^{2+}(aq) + 2e^-$	→	$Hg(l)$	+0.85
$MnO_4^-(aq) + H^+ + e^-$	→	$HMnO_4^-(aq)$	+0.90
$2Hg^{2+}(aq) + 2e^-$	→	$Hg_2^{2+}(aq)$	+0.91
$[AuCl_4]^-(aq) + 3e^-$	→	$Au(s) + 4Cl^-(aq)$	+0.93
$MnO_2(s) + 4H^+ + e^-$	→	$Mn^{3+}(aq) + 2H_2O$	+0.95
$[AuBr_2]^-(aq) + e^-$	→	$Au(s) + 2Br^-(aq)$	+0.96
$Br_2(l) + 2e^-$	→	$2Br^-(aq)$	+1.07
$Br_2(aq) + 2e^-$	→	$2Br^-(aq)$	+1.09
$IO_3^-(aq) + 5H^+ + 4e^-$	→	$HIO(aq) + 2H_2O$	+1.13
$[AuCl_2]^-(aq) + e^-$	→	$Au(s) + 2Cl^-(aq)$	+1.15
$HSeO_4^-(aq) + 3H^+ + 2e^-$	→	$H_2SeO_3(aq) + H_2O$	+1.15
$Ag_2O(s) + 2H^+ + 2e^-$	→	$2Ag(s)$	+1.17
$ClO_3^-(aq) + 2H^+ + e^-$	→	$ClO_2^-(g) + H_2O$	+1.18
$ClO_2^-(g) + H^+ + e^-$	→	$HClO_2(aq)$	+1.19
$2IO_3^-(aq) + 12H^+ + 10e^-$	→	$I_2(s) + 6H_2O$	+1.20
$ClO_4^-(aq) + 2H^+ + 2e^-$	→	$ClO_3^-(aq) + H_2O$	+1.20
$O_2(g) + 4H^+ + 4e^-$	→	$2H_2O$	+1.23
$MnO_2(s) + 4H^+ + 2e^-$	→	$Mn^{2+}(aq) + 2H_2O$	+1.23
$Tl^{3+}(aq) + 2e^-$	→	$Tl^+(s)$	+1.25
$Cl_2(g) + 2e^-$	→	$2Cl^-(aq)$	+1.36
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+ + 6e^-$	→	$2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O$	+1.33

continuará...

Semirreacción de Reducción		Potencial estándar (vol)	
$CoO_2(s) + 4H^+ + e^-$	→	$Co^{3+}(aq) + 2H_2O$	+1.42
$2HIO(aq) + 2H^+ + 2e^-$	→	$I_2(s) + 2H_2O$	+1.44
$BrO_3^-(aq) + 5H^+ + 4e^-$	→	$HBrO(aq) + 2H_2O$	+1.45
$2BrO_3^- + 12H^+ + 10e^-$	→	$Br_2(l) + 6H_2O$	+1.48
$2ClO_3^- + 12H^+ + 10e^-$	→	$Cl_2(g) + 6H_2O$	+1.49
$MnO_4^-(aq) + 8H^+ + 5e^-$	→	$Mn^{2+}(aq) + 4H_2O$	+1.51
$O_2^{\cdot} + 2H^+ + 2e^-$	→	$H_2O_2(aq)$	+1.51
$Au^{3+}(aq) + 3e^-$	→	$Au(s)$	+1.52
$NiO_2(s) + 4H^+ + 2e^-$	→	$Ni^{2+}(aq)$	+1.59
$2HClO(aq) + 2H^+ + 2e^-$	→	$Cl_2(g) + 2H_2O$	+1.63
$Ag_2O_3(s) + 6H^+ + 4e^-$	→	$2Ag^+(aq) + 3H_2O$	+1.67
$HClO_2(aq) + 2H^+ + 2e^-$	→	$HClO(aq) + H_2O$	+1.67
$Au^+(aq) + 1e^-$	→	$Au(aq)$	+1.68
$Pb^{4+}(aq) + 2e^-$	→	$Pb^{2+}(aq)$	+1.69
$MnO_4^-(aq) + 4H^+ + 3e^-$	→	$MnO_2(s) + 2H_2O$	+1.70
$H_2O_2(aq) + 2H^+ + 2e^-$	→	$2H_2O$	+1.76
$AgO(s) + 2H^+ + e^-$	→	$Ag^+(aq) + H_2O$	+1.77
$Au^+(aq) + e^-$	→	$Au(s)$	+1.83
$BrO_4^-(aq) + 2H^+ + 2e^-$	→	$BrO_3^-(aq) + H_2O$	+1.85
$Co^{3+}(aq) + e^-$	→	$Co^{2+}(aq)$	+1.92
$Ag^{2+}(aq) + e^-$	→	$Ag^+(aq)$	+1.98
$S_2O_8^{2-} + 2e^-$	→	$2SO_4^{2-}$	+2.07
$HMnO_4(aq) + 3H^+ + 2e^-$	→	$MnO_2(s) + 2H_2O$	+2.09
$F_2(g) + 2e^-$	→	$2F^-(aq)$	+2.87
$F_2(g) + 2H^+ + 2e^-$	→	$2HF(aq)$	+3.05

18.10. CALCULO DEL POTENCIAL ESTANDAR DE LA CELDA

Procedimiento:

1. Dada una celda, se elige las semiceldas y escríbelos en forma reducida, con sus respectivos valores de potenciales están-dar (en forma reducida) utilizando la tabla de potenciales.
2. Analizar los valores de los potenciales, entonces aquél que tiene el **mayor valor se reduce** y el de **menor valor se oxida.**
3. Aquella semicelda que experimenta la oxidación tendrá que invertir su semirreacción y cambiar de signo su potencial es-tándar.
4. Finalmente, para calcular el potencial (f.e.m.) estándar de la celda, se suma algebraicamente los potenciales.

Si el resultado de la suma tiene signo positivo se dice que la celda funciona espontáneamente

Si el resultado de la suma tiene signo negativo se dice que a la celda no funciona.

Ejemplo:

$Zn \rightarrow Zn^{+2}$ °E = 0.76v

$Cu^{+2} \rightarrow Cu$ °E = 0.34v

Solución:

1. $Zn^{+2} + 2e^{-} \rightarrow Zn$ °E = - 0.76

$Cu^{+2} + 2e^{-} \rightarrow Cu$ °E = 0.34

2 y 3.

Cu^{+2}	+2e	→	Cu	°E = 0.34
Zn	-2e	→	Zn^{+2}	°E = 0.76

4. Cu^{+2} + Zn → Cu + Zn^{+2}

Δ°E = 0.34+0.76 Δ°E = 1.1v (celda espontanea)



EJERCICIOS

1. Calcular Δ°E en: (usar tabla)

   a. Fe^{+2} / Fe^{+3}
      Sn^{+2} / Sn^{+4}

   b. Ag^{+} → Ag
      Cu^{+2} → Cu

   c. Cr^{0} / Cr^{+3} // Sn^{+4} , Sn^{+2} / Pt

   d. Br_2 + $2Fe^{+2}$ → $2Fe^{+3}$ + $2Br^{-}$

   e. MnO_4^{-} + H^{+} + Cl^{-} → Cl_2 + Mn^{+2} + H_2O

   f. Cu^{+} + Fe → Cu + Fe^{+2}

   g. $Cr_2O_7^{-2}$ + Fe^{+2} + H^{+} → H_2 + Fe^{+3} + Cr^{+3}

   h. Cu^{0} + I_2 → I^{-} + Cu^{+2}

   i. Au^{0} + ClO_3^{-} + H^{+} → Au^{+3} + Cl_2 + H_2O

18.11. ECUACIÓN DE NERST.

Se aplica cuando las concentraciones de los electrolitos son diferentes a uno molar.

El potencial se calcula mediante la siguiente ecuación:

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

$$K = \frac{C^c\ D^d}{A^a\ B^b}$$

Donde:

ΔE: potencial de celda o f.e.m.

Δ°E: potencial estándar o normal de celda

n: número de electrones transferidos

K: constante de equilibrio

$$\Delta E = \Delta°E - \frac{0.059}{n}\, logK$$

* **La concentración de un sólido es igual a *1 molar***
* **La concentración de las soluciones electrolíticas se expresa en concentración *molar***
* **Si una especie es gaseosa se emplea la presión parcial en *atm* en vez de su concentración molar.**

18.12. CELDAS DE CONCENTRACIÓN

Una celda de concentración es aquella formada por dos semiceldas iguales diferenciadas solo en sus concentraciones molares.

Ejemplo:

a. Determinar el potencial de celda, de la siguiente pila:

$$Zn \;/\; ZnSO_{4(0.1M)} \;//\; CdSO_{4(1M)} \;/\; Cd$$

$$Zn^{+2} / Zn = -0.76v \quad Cd^{+2} \;/\; Cd = -0.40v$$

Hallando ΔºE:

Zn^{+2}	$-2e^-$	→	Zn	°E = -076v
Cd^{+2}	$+2e^-$	→	Cd	°E = -0.40v
Zn	$-2e$	→	Zn^{+2}	°E = 0.76
Cd^{+2}	$+2e^-$	→	Cd	°E = -0.40v
Zn + Cd		→	Zn + Cd	Δ°E = 0.36

$$\Delta E = \Delta°E - \frac{0.059}{n}\log\frac{|Zn^{+2}|\,|Cd|}{|Zn|\,.\,|Cd^{+2}|}$$

$$\Delta E = 0.36 - \frac{0.059}{2}\log\frac{0.1\ x\ 1}{1\ x\ 1}$$

$$\Delta E = 0.39v \;\; (reacción\ es\ espontánea)$$

2. Calcular el potencial de celda:

$$Ag \,/\, AgNO_{3(0.1M)} \;//\; AgNO_{3(0.01M)} \,/\, Ag$$

$$Si\ Ag^{+} \,/\, Ag = -0.80v$$

NOTA: *La solución que tiene menor concentración se oxida*

Ag	$-1e$	→	$Ag^{+}(0.01M)$	°E = +0.80
$Ag^{+}(0.1M)$	$+1e$	→	Ag	°E = -0.80
$Ag^{+}(0.1M)$		→	Ag^{+} (0.01M)	Δ°E = 0

$$\Delta E = \Delta°E - \frac{|Ag^{+}|}{|Ag^{+}|}$$

$$\Delta E = 0.36 - \frac{0.059}{2}\log\frac{0.01}{0.1}$$

$$\Delta E = 0.59v \ \ (la\ reacción\ es\ espontánea)$$

3. Determinar el potencial de celda que se construye con los siguientes datos:

a. $Ag^{+}(0.01M)$ → Ag
$F_{2(g)(0,1atm)}$ → $F^{-}(1M)$

b. $MnO_4^{-}(0.2M)$ + $H^{+}(0.9M)$ + $Fe^{+2}(0.1M)$ → $Mn^{+2}(0,2M)$ + Fe^{+3} (0.05M) + H_2O

c. Cu / Cu^{+2}(=.1M) // Cu^{+2}(0.01M) / Cu

18.13. CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K) A PARTIR DEL POTENCIAL DE CELDA

En una celda galvánica ΔE disminuye a medida que transcurre la reacción y fluye la corriente. Se llega al equilibrio cuando el potencial de celda sea cero.

$$\Delta E = \Delta°E - \frac{0.059}{n}\ logK$$

En el equilibrio: ΔE = 0

$$\Delta E = \Delta°E - \frac{0.059}{n}\ logK \quad logK = \frac{n\Delta E°}{0.059}$$

$$K = 10^{\frac{n\Delta E°}{0.059}}$$

Ejemplo:

Calcular la constante de equilibrio (K) para la pila:

e. *Sn / Sn^{+2} (0.2M) // Fe^{+2} (0.4M) / Fe*

Sn^{+2}/Sn = -0.14 Fe^{+2}/Fe = -0.44

Hallando el Δ°E:

$Sn^{+2} \rightarrow Sn$	°E = -0.14
$Fe^{+2} \rightarrow Fe$	°E = -0.44
$Fe \rightarrow Fe^{+2}$	°E = 0.44
$Sn^{+2} \rightarrow Sn$	°E = -0.14
$Fe + Sn^{+2} \rightarrow Fe^{+2} + Sn$	Δ°E = 0.30
	n = 2 (N° de electrones)

Hallando K:

$$K = 10^{\frac{n\Delta E°}{0.059}}$$

$$K = 10^{\frac{2(0.30)}{0.059}}$$

$$K = 10.16$$

EJERCICIOS



1. Resolver los siguientes ejercicios: (los sistemas se encuentran en equilibrio)

   a. Sn / Sn^{+2} (0.5M) // Fe^{+2} (0.1M) / Fe

   Calcular: 1.- ΔE
   2.- K

   b. Sn / Sn^{+2} (0.9M) // Sn^{+2} (0.2M) / Sn

   Hallar: a. ΔE
   b. K

   c. Cu / $CuSO_4$ (0.01M) // $CuSO_4$ (0.001M) / Cu

   Calcular ΔE

   d. d. MnO_4^-(0.2M) + H+(0.9M) + Fe^{+2}(0.1M) → Mn^{+2}(0,1M) + Fe^{+3} (0.05M) + H_2O

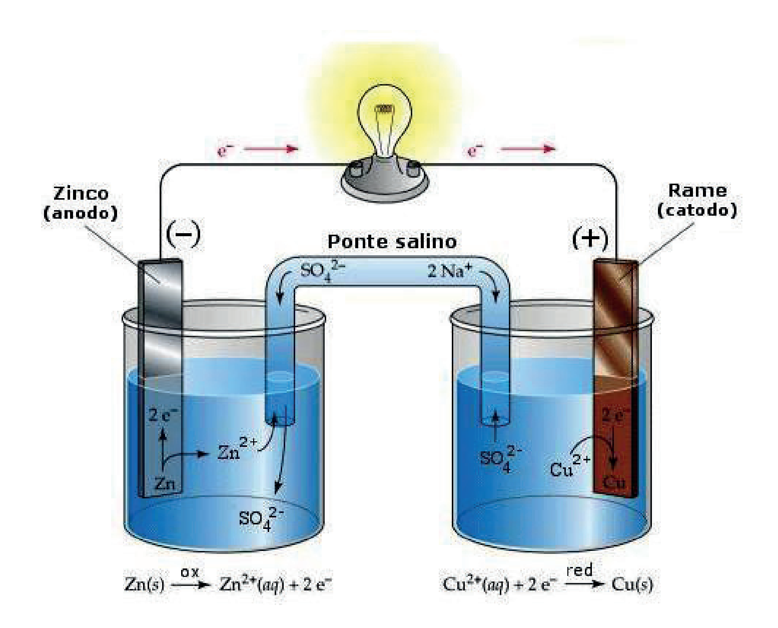
   Hallar K

   e. $Cr_2O_7^{-2}$ (0.01M) + Fe^{+2} (0.2M) + H^+ (1M) → H_2O + Fe^{+3} (0.3M) + Cr^{+3} (0.2M)

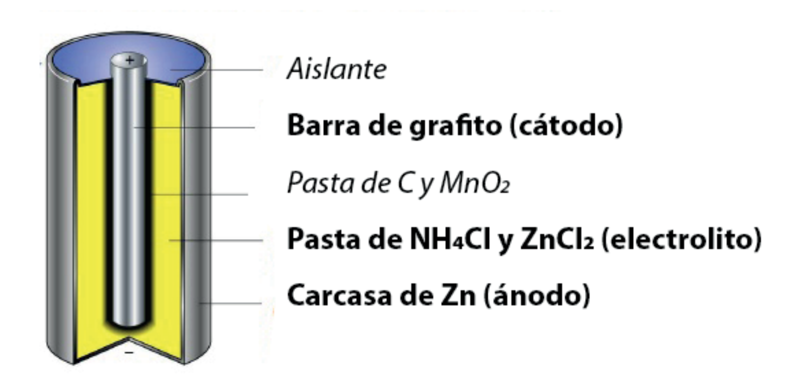
   Hallar ΔE

19.14. TIPOS DE PILAS

a. PILA DE DANIELL. Formado por los electrodos cinc – cobre. La corriente de electrones va del cinc al cobre, donde el potencial del cobre es positivo y el del cinc negativo. Su potencial es 1.1v.

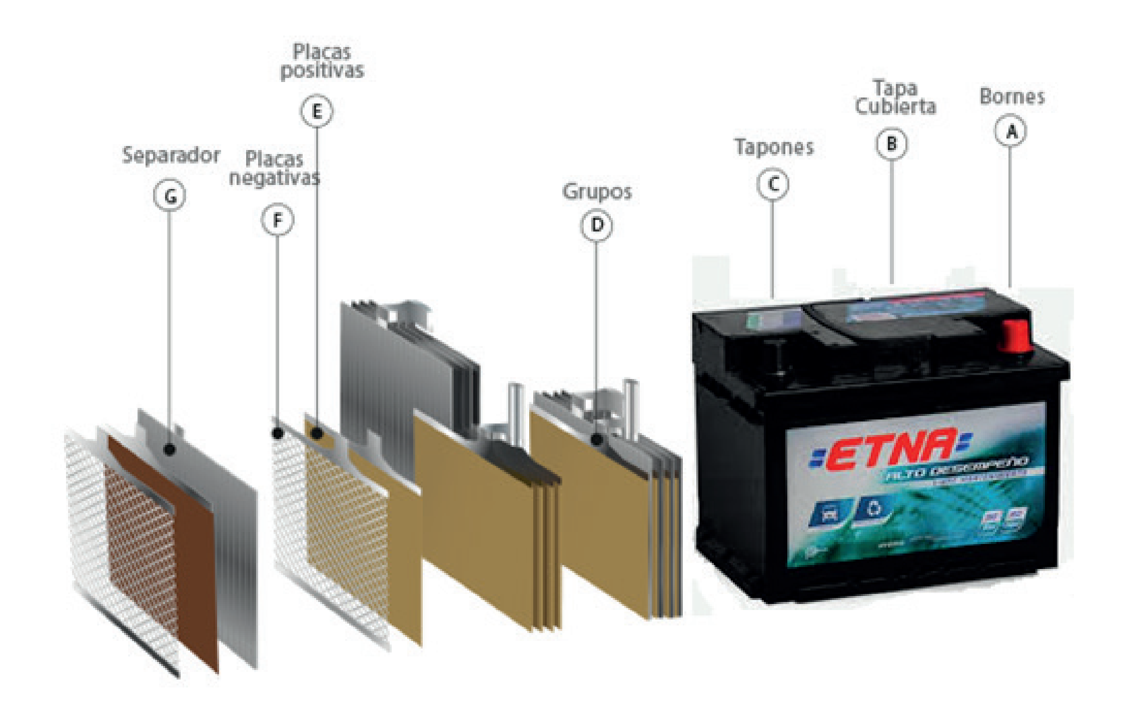


b. PILA SECA. El cátodo es un tubo de cinc en cuyo interior está el ánodo constituido por una barra de carbón rodeada de un conglomerado de óxido de manganeso (IV) y grafito en polvo. El electrolito es una pasta de cloruro de amonio con algo de cloruro de cinc.



c. ACUMULADORES. Tener en cuenta que la reacción química que tiene lugar durante la electrólisis es la inversa de la reacción química mediante la cual la pila suministra energía eléctrica. A un conjunto de pilas reversibles se les llama acumuladores, es decir, se cargan y así producen una reacción química formando nuevas

sustancias y estas al final reaccionan generando electricidad. Por ejemplo el acumulador de plomo, donde los electrodos están constituidos por plomo y óxido de plomo (IV) y el electrólito es el ácido sulfúrico del 20% a 30%.





EJERCICIOS

1. Como está formado la pila de Daniell
2. Mencione tres marcas de pilas secas
3. A los acumuladores también se les llama:

   a. electrólitos

b. Voltámetros

c. Baterías

d. Voltímetros

4. En una pila seca el electrólito es:

   a. Cloruro de manganeso

   b. Cloruro de amonio y grafito

   c. Ácido sulfúrico al 20%

   d. Cloruro de amonio y cloruro de cinc

5. Se les llama acumuladores:

   a. A un conjunto de pilas irreversibles

   b. Al proceso en la que se produce una electrodeposición

   c. Al conjunto de pilas reversibles

   d. Al conjunto de pilas secas

6. ¿Cuál es la reacción química que se produce en el cátodo de un acumulador?

7. En la pila de Daniell ¿Cuál es el ánodo y cátodo?

8. En un acumulador, el ácido sulfúrico cumple la función de:

   a. electrodo

   b. cátodo

   c. ánodo

   d. electrólito

19. CINETICA QUÍMICA



Es el área de la química que estudia la velocidad o rapidez de las reacciones químicas.

19.1. VELOCIDAD DE REACCIÓN.

Se refiere al cambio en concentración de un reactivo o de un producto en un determinado intervalo de tiempo.

La unidad de velocidad de reacción suelen ser molaridad por segundo. (M/s).

Por ejemplo, considere la reacción que se efectúa entre el cinc y el ácido clorhídrico que produce cloruro de cinc e hidrógeno gaseoso:

$$Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

Suponga que se pesó 1g de cinc y se le añade HCl, y luego pasamos el cinc a diferentes tiempos después de añadirle el HCl. Ya que el cinc se consume durante la reacción, su peso disminuye con el tiempo. La velocidad promedio de la reacción en cualquier intervalo de tiempo es igual a la disminución del peso o concentración del cinc dividida entre el tiempo en el que ocurre el cambio:

$$Velocidad\ promedio = \frac{Disminución\ de\ la\ concentración\ del\ Zn}{Cambio\ del\ tiempo}$$

$$V_p = \frac{-\Delta[Zn]}{\Delta t}$$

Donde:

Δt: cambio de tiempo *($\Delta t = t_2 - t_1$)*

[ ]: Concentración de la sustancia

Δ[ ]: Cambio de concentración.

También:

$$Velocidad\ promedio = \frac{Aumento\ em\ la\ concentración\ del\ ZnCl_2}{Cambio\ del\ tiempo}$$

$$V_p = \frac{+\Delta[ZnCl_2]}{\Delta t}$$

19.2. FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

Se debe saber que para que se produzca una reacción es necesa-

rio que las moléculas de los reactantes choquen entre sí. Por ese motivo cualquier cambio en las condiciones del sistema que sirva para variar el número de choques moleculares, modificará la velocidad de reacción.

Entre los principales factores que afectan la velocidad tenemos:

a. CONCENTRACIÓN DE LOS REACTANTES. La frecuencia de colisiones entre las partículas que están reaccionando, primeramente depende del número de moléculas presentes en un volumen dado. A medida que aumenta la concentración, se presentan más colisiones entre las partículas reaccionantes en un periodo determinado de tiempo y se forman más moléculas del producto.

La influencia de la concentración en la velocidad de reacción lo determina la ***Ley de acción de masas.*** Establecida por GOLDBERG y WAAGE, que sostiene:

"La velocidad de una reacción química es directamente proporcional al producto de las concentraciones de los reactantes elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos".

$$aA + bB \rightarrow cC$$

$$V = K [A]^a [B]^b$$

Dónde: a, b, c: Son coeficientes estequiométricos.

b. TEMPERATURA. La observación experimental muestra que el aumento de la temperatura se traduce en un aumento en la veloci-

dad de reacción y que el descenso en aquella determina que la velocidad disminuya.

El efecto producido por la variación de la temperatura es específico para cada reacción, los mismos aumentos de temperatura no producen iguales variaciones en reacciones distintas.

En general por cada 10ºC de incremento de temperatura la velocidad de la reacción se duplica

c. CATALIZADOR. Muchas reacciones químicas pueden aumentar o disminuir su velocidad cuando se les adiciona una sustancia llamada catalizador.

Un CATALIZADOR, es una sustancia química que al encontrarse presente en una reacción, acelera o retarda la velocidad de la misma, sin modificar su estado de equilibrio y además no se consume durante el proceso.

Los catalizadores pueden ser positivos cuando logran elevar la velocidad y negativos o inhibidores cuando retardan el proceso.

Por ejemplo, el uso de dióxido de manganeso, eleva la velocidad de la descomposición térmica del clorato de potasio:

$$2KClO_3 \xrightarrow[\Delta]{MnO_2} 2KCl + 3O_2$$

Un catalizador negativo es el tetrametil de plomo, sobre la gasolina ejerce una acción antidetonante, reduciendo la velocidad de explosión en el cilindro de un motor.

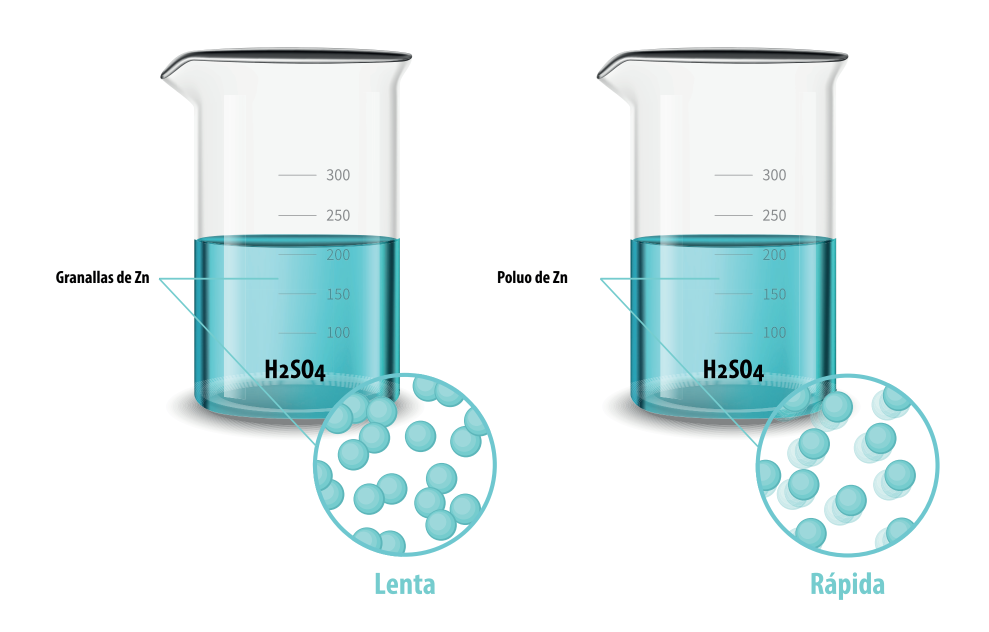
$$\text{Gasolina} \xrightarrow{Pb(CH_3)_4} \text{reduce la velocidad de explosión}$$

d. NATURALEZA DE LOS REACTANTES. La velocidad de una reacción depende de la composición química de las sustancias reaccionantes así como de su estado físico.

$$N_2 + 3H_2 \xrightarrow{luz} 2NH_3$$

$$Cl_2 + H_2 \xrightarrow{luz} 2HCl$$

e. ÁREA SUPERFICIAL DE LOS REACTANTES. Las reacciones suelen llevarse a cabo con mayor rapidez a medida que se incrementa el área superficial de los reactantes, es decir, cuanto más pequeña son las partículas de los reactantes, la velocidad de reacción se incrementará.



EJERCICIOS



1. La cinética química estudia las:

   a. Reacciones en general.

   b. Transformaciones químicas tomando en cuenta su concentración.

   c. Formaciones de un producto en función al tiempo.

   d. Conversiones de los productos e las reacciones.

2. ¿Qué es velocidad de reacción?

3. ¿Cuáles son los factores que afectan la velocidad de una reacción?

4. Explica cómo afecta la temperatura en la velocidad de una reacción.

5. Si se tiene partículas de hierro de 3mm y 5mm de diámetro y sobre la cual se le añade HCl:

   a. ¿Cuál de las dos partículas tendrá mayor velocidad de ataque? Porque:

   b. A que factor se asocia este experimento. Porque.

6. ¿Qué es un catalizador? Cuantos tipos existen:

7. Enuncie la “ley de acción de masas”.

8. Explica porque afecta la concentración en la velocidad de reacción.

20. EQUILIBRIO QUÍMICO



Es cuando en una reacción química permanecen constantes las concentraciones de reactivos y productos.

Un equilibrio químico se presenta en una reacción REVERSIBLE.

$$aB + bB \leftrightarrows cC + dD$$

20.1. CARACTERÍSTICAS DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

a. Es un estado dinámico, es decir, que existe una actividad a nivel molecular porque sigue habiendo conversión entre las moléculas de reactivos y productos.

b. La velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de reacción inversa.

c. Las concentraciones de todas las sustancias durante el equilibrio permanecen constantes.

20.2. CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Es la relación entre las concentraciones de reactantes y productos en el equilibrio en términos de una cantidad. Sea la reacción reversible

$$aA \quad +bB \quad \rightleftarrows \quad cC \quad + \quad dD$$

Siendo a, b, c y d los coeficientes estequiométricos.
La constante de equilibrio a determinada temperatura es:

$$K = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

Al evaluar K, se pueden describir tres casos:

CASO 1. Si K es muy grande en comparación con 1, como en el siguiente sistema,

$$2O_{3(g)} \quad \rightleftarrows \quad 3O_{2(g)}$$

$$K = \frac{[O_2]^3}{[O_3]^2} = 2.54x10^{12}$$

Entonces una mezcla de O_2 y O_3 en equilibrio a esa temperatura

tendrá muy poco O_3 en comparación con el O_2.

Es decir, que en el equilibrio hay mayor cantidad de productos que reactantes.

CASO 2. Si K es muy pequeño en comparación con 1, véase el siguiente sistema en equilibrio:

$$Cl_{2\,(g)} \rightleftarrows Cl_{\,(g)} + Cl_{\,(g)}$$

$$K = \frac{[Cl]^2}{[Cl_2]} = 1.4\ x\ 10^{-38}$$

Una mezcla en equilibrio a esa temperatura contiene principalmente moléculas de Cl_2 y muy pocos átomos de Cl.
Es decir, en el equilibrio existe mayor cantidad de reactantes que productos.

CASO 3. Si K no es muy grande ni muy pequeño en comparación con 1, las cantidades de productos y reactantes en el equilibrio será la misma.

Como en este caso la constante de equilibrio se evalúa en función de las CONCENTRACIONES, la constante K, se representa como Kc.

Sea la reacción: $aA + bB \rightleftarrows cC + dD$

$$K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

Dónde: [ ] es la concentración.

EJERCICIOS



1. ¿Qué es un equilibrio químico?
2. Un equilibrio químico se presenta en:
   a. reacciones exotérmicas
   b. sistemas irreversibles
   c. sistemas homogéneos
   d. reacciones que transcurren en ambos sentidos
3. Explique porque la temperatura afecta a un equilibrio químico
4. Mencione las características de un equilibrio químico.
5. El equilibrio químico es dinámico por:
   a. que las moléculas de los reactantes están en movimiento
   b. el movimiento de reactantes y productos que conducen a una transformación
   c. la transformación de los productos
   d. la inactividad de las moléculas

6. En las siguientes ecuaciones químicas, K es igual a:

a. $2NO_2(g) \leftrightarrows 2NO(g) + O_2(g)$

b. $NH_3 \leftrightarrows N_2 + H_2$

c. $C + O_2 \leftrightarrows CO$

d. $(NH_4)_2S \leftrightarrows NH_3 + H_2S$

e. $H_2 + I_2 \leftrightarrows HI$

f. $HCl(g) + NaOH(s) \rightarrow NaCl(s) + H_2O(l)$

7. Si K>>1, explicar el equilibrio químico.

CALCULO DE Kc

Recuerda:

Dada la ecuación

$$aB + bB \leftrightarrows cC + dD$$

$$K = \frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b}$$

Ejemplo:

1. En el equilibrio del sistema:

$A(g) + 2B_{(g)} \leftrightarrows AB_{2(g)}$

Las concentraciones:

A = 0.6M B = 0.5M AB_2 = 0.3M

Hallar Kc.

Solución:

$$\begin{array}{lccc} & A_{(g)} + 2B_{(g)} & \leftrightarrows & AB2_{(g)} \\ |\ |\ \text{equilibrio:}\ 0.6 & 0.5 & & 0.3 \end{array}$$

$$Kc = \frac{[AB]_2}{[A]^a\ [B]^b} \qquad Kc = \frac{(0.3)}{(0.6)\ \ (0.5)^2}$$

$$Kc = 2$$

Practicar:

1. Determine Kc para un sistema en equilibrio que tiene la siguiente ecuación: $COCl_2(g) \leftrightarrows CO(g) + Cl_2(g)$

Si las concentraciones en el equilibrio son:

$COCl_2 = 0.8M \leftrightarrows CO = 0.6M \qquad Cl_2 = 0.4M$

2. Calcular Kc para el siguiente sistema en equilibrio:

$$HI \leftrightarrows H_2 + I_{2(g)}$$

Que tiene un volumen de 2 litros y 0.2 moles de HI, 0.15 moles de H_2, 0.1 moles de I_2.

3. En un autoclave de 3 litros se coloca una mezcla de hierro y agua, el autoclave se cierra y se calienta a 1000°C, alcanzando el equilibrio, luego el análisis dio como resultado: 4 g de hidrógeno y 3.6 g de agua.

La reacción en el equilibrio es:

$$2Fe_{(s)} + 3H_2O_{(l)} \leftrightarrows Fe_2O_{3(s)} + 3H_{2(g)}$$

4. En un recipiente cerrado a 900°C, se colocó 1 mol de CO_2 y 1 mol de H_2, y en el equilibrio se forman 0.56 moles de vapor de agua e igual número de moles de CO. Calcular Kc.

La ecuación: $CO_2 + H_2 \leftrightarrows H_2O + CO$

5. Si se tiene inicialmente 4 moles de hidrógeno y 4 moles de cloro molecular para formar ácido clorhídrico. Determinar cuántos moles de cada una de las especies existe en el equilibrio si Kc = 4.



EL EQUILIBRIO QUÍMICO, TOMANDO EN CUENTA LAS PRESIONES PARCIALES

Es propio para reacciones en las que intervienen gases y su constante de equilibrio se denota por Kp. Es el valor que caracteriza el equilibrio y se evalúa con las presiones parciales de las sustancias gaseosas en equilibrio.

Sea la reacción:

$$aB + bB \leftrightarrows cC + dD$$

$$Kp = \frac{[Pc]^c\ [Pd]^d}{[Pa]^a\ [Pb]^b}$$

Dónde: P = presión parcial

Ejemplo:

$$a.\ PCl_{5\,(g)} \rightleftarrows PCl_{3(g)} + Cl_{\,2(g)}$$

Entonces

$$Kp = \frac{P_{PCl_3}\ P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}}$$

20.3. RELACIÓN ENTRE KC Y KP

De la ecuación universal de los gases:

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{n}{V}RT$$

$$P = [C]\ RT$$

Reemplazando en Kp:

$$Kp = \frac{([C]RT)^c\ ([D]RT)^d}{([A]RT)^a\ ([B]RT)^b}$$

$$Kp = Kc(RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

$$Kp = Kc(RT)^{\Delta_n}$$

Δn = (c+d) – (a+b)

Δn → cambio en el número de moles

$$Si\ \Delta n = 0$$

$$Kp = Kc$$

Ejemplo:

Para el sistema en equilibrio: $2HI_{(g)} \leftrightarrows H_{2(g)} + I_{2(g)}$

Determinar Kp y Kc si las presiones parciales son:

HI = 1.2atm, H_2 = 0.8atm, I_2 = 0.8atm

Datos: P_{HI} = 1.2atm P_{H_2} = 0.8atm P_{I_2} = 0.8atm

Kc = ? Kp = ?

$$2HI_{(g)} \leftrightarrows H_{2(g)} + I_{2(g)}$$

De la ecuación: $\Delta n = (1+1) - 2$

$\Delta n = 0$

Entonces Kc = Kp

$$K_p = \frac{p_{H_2} p_{I_2}}{{p_{HI}}^2}$$

$$K_p = \frac{(0.8)(0.8)}{(1.2)^2}$$

Kp = 0.44

Como Kp = Kc

Entonces Kc = 0.44

EJERCICIOS



1. Escriba la expresión de equilibrio para la reacción, en función a presiones parciales:

a. $SO_{3(g)} \leftrightarrow SO_{2(g)} + O_{2(g)}$

b. $Cl_{2(g)} + H_{2(g)} \leftrightarrow HCl_{(g)}$

c. $S_{(s)} + CO_{(g)} \leftrightarrow C_{(s)} + SO_{2(g)}$

2. Para el sistema en equilibrio determinar Kp y Kc si las presiones parciales son:

$$HBr = 0.9atm, \quad H_2 = 0.3atm, \quad Br_2 = 0.6atm$$

$$HBr(g) \leftrightarrow H_2(g) + Br_2(g)$$

3. Se coloca una mezcla de yodo e hidrógeno gaseoso con 0.6atm y 0.4atm respectivamente, en un recipiente de acero inoxidable de 1 litro a 450°C. Calcule las presiones parciales del hidrógeno, yodo y del yoduro de hidrógeno, si Kp = 54.3.

4. Al calentar a 700°C, se obtiene una mezcla en equilibrio que contiene 0.0106 moles de SO_3; 0.0032 moles de SO_2 y 0.0016 moles de O_2. Hallar Kp y Kc.

BIBLIOGRAFÍA



1. Babor, Ibars. ***"Química General Moderna"*** 6° edición Ediciones Marín. México 1983.
2. Brown Theodore L; Burdge Julia R; Bursten Bruce E; Lemay H.Eugene. ***"Química: La ciencia central"*** 9° edición. Editorial Pearson Pretince Hall. España. 2004.
3. Chang, Raymond ***"Química"*** 7° edición, Editoril McGraw-Hill. México. 2002.
4. Coaguila A. German ***"Química"*** Perú 1983.
5. Hill, W. John; Kolb, L. Doris. ***"Química"*** 8° edición. Editorial Pretince Hall Interamericana S.A. México. 1999.
6. Marron y Prutton ***"Fundamentos de fisicoquímica"*** Editorial Noriega – Limusa. México, D.F. 1998.
7. Pierce, B. James "Química de la materia" 4° reimpresión Editorial Litográfica Imgramex S.A. México. 1978.

8. Pons M, Gaston ***“Tratado de química física”*** Editorial Importadores S.A. Perú. 2000.

9. Salcedo L. Alfredo ***“Química”*** Editorial San Marcos Perú.

10. Skoog A. Douglas; West M. Donald y Holler F. James ***”Química analítica”*** 4° Edición, Editorial Reverte S.A. México 1997.

11. Vogel, I. Arthur ***“Química analítica cualitativa”*** 5° edición Editorial kapeluz. Buenos Aires. Argentina. 1973.

12. Whitten, Kenneth W. ***“2Química”*** 8° edición. Editorial Mc-Graw-Hill México 2004.







ISBN 978-658719679-4
9 786587 196794
VENDA PROIBIDA - ACESSO LIVRE - OPEN ACCESS
QUÍMICA
conceptos básicos
editora
científica digital